PRISMA CHEMIE 7–10

Lehrerhinweise

Ausgabe A

Klett

Autoren: Wolfram Bäurle, Günter Ganz, Paul Gietz, Wolfgang Heitland, Barbara Hoppe, Otfried Müller, Reinhard Peppmeier, Petra Schleusener, Michael Wächter, Burkhard Weizel, Charlotte Willmer-Klumpp, Ulrike Wolf

1. Auflage

Von diesen Vorlagen ist die Vervielfältigung für den eigenen Unterrichtsgebrauch gestattet.
Die Kopiegebühren sind abgegolten.

Das Werk und seine Teile sind urheberrechtlich geschützt. Jede Nutzung in anderen als den gesetzlich zugelassenen Fällen bedarf der vorherigen schriftlichen Einwilligung des Verlages. Hinweis zu § 52a UrhG: Weder das Werk noch seine Teile dürfen ohne eine solche Einwilligung eingescannt und in ein Netzwerk eingestellt werden. Dies gilt auch für Intranets von Schulen und sonstigen Bildungseinrichtungen. Fotomechanische oder andere Wiedergabeverfahren nur mit Genehmigung des Verlages.

© Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart 2006
Alle Rechte vorbehalten
Internetadresse: www.klett.de

Redaktion: Dr. Andreas Henseler

Mediengestaltung: Christine Guntrum, Nina Müller
Grafiken: Matthias Balonier, Lützelbach; Joachim Hormann, Stuttgart; Karin Mall, Berlin; Tom Menzel, Rohlsdorf, Gerhart Römer, Ihringen
Label- und Titelgestaltung: KOMA AMOK®, Kunstbüro für Gestaltung, Stuttgart

Printed in Germany
ISBN-13: 978-3-12-068561-6
ISBN-10: 3-12-068561-5

Inhaltsverzeichnis

Einführung **6**

Sicheres Experimentieren **8**

Startpunkt 8
Werkstatt: Umgang mit dem Gasbrenner 9
Werkstatt: Wir erhitzen Stoffe 10
Der Umgang mit Chemikalien 11
Impulse: Gefährlichen Stoffen auf der Spur 12
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 13
Strategie: Wir erstellen eine Laborordnung 14
Schlusspunkt 15
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 17

Stoffe, Teilchen, Eigenschaften **18**

Startpunkt 18
Werkstatt: Wir untersuchen Stoffe 19
Stoffeigenschaften – mit den Sinnen wahrnehmen 19
Stoffeigenschaften und elektrischer Strom 20
Werkstatt: Wir messen die elektrische Leitfähigkeit von Strom 20
Werkstatt: Schmelz- und Siedetemperatur 21
Schmelzen – Verdampfen und zurück 21
Werkstatt: Löslichkeit 22
Die Löslichkeit – eine messbare Stoffeigenschaft 22
Werkstatt: Wir bestimmen die Dichte 23
Die Dichte – eine messbare Stoffeigenschaft 23
Wässrige Lösungen und Indikatoren 24
Werkstatt: Tests mit Indikatoren 24
Werkstatt: Steckbrief von Trinkalkohol 25
Werkstatt: Den Stoffen auf der Spur 26
Werkstatt: Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen 26
Impulse: Modell- und Teilchenvorstellung 28
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 29
Das Kugelteilchen-Modell 30
Teilchen bewegen sich 31
Werkstatt: Simulation einer Dialyse 31
Aggregatzustände und Teilchenmodell 32
Schlusspunkt 33
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 35

Trennen und Mischen **36**

Startpunkt 36
Werkstatt: Je nach Geschmack 37
Werkstatt: Soßen selbst gemacht 37
Stoffgemische und Reinstoffe 38
Werkstatt: Einfache Trennverfahren 39
Werkstatt: Wir filtrieren und dampfen ein 39
Werkstatt: Was Filter leisten können 40
Werkstatt: Trinkwasser aus Meerwasser 41
Stofftrennung durch Chromatografieren 42
Impulse: Wertstoff-Trennung 43
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 45
Schlusspunkt 46
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 47

Rund um das Wasser **48**

Startpunkt 48
Brennpunkt: Das Weltwasser in Zahlen 49
Impulse: Schwimmen, tauchen, schweben, trinken 50
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 52
Werkstatt: Wasser und Eis 53
Wasser verhält sich anders 53
Zeitpunkt: Der Untergang der Titanic 54
Eigenschaften von Wasser 54
Werkstatt: Auf, im und unter Wasser 55
Trinkwasser 56
Es gibt viel zu klären 57
Schlusspunkt 58
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 59

Die chemische Reaktion **60**

Startpunkt 60
Werkstatt: Kartoffelpuffer und Apfelmus 61
Werkstatt: Kupfer-Rot und Schwefel-Gelb 61
Die chemische Reaktion 62
Werkstatt: Aktiv machen – womit? 63
Zerlegung und Bildung von Wasser 64
Sauerstoff 65
Wasserstoff 65
Werkstatt: Der elektrische Strom zerlegt Wasser 66
Platin wirkt als Katalysator 67
Schlusspunkt 68
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 69

Luft und Verbrennung **70**

Startpunkt 70
Bedingungen einer Verbrennung 71
Werkstatt: Brennmaterial für ein Lagerfeuer 72
Brennpunkt: Waldbrand 72
Brandbekämpfung 73
Werkstatt: Versuche mit einer Kerze 74
Die Rolle des Sauerstoffs bei der Verbrennung 75
Die Zusammensetzung der Luft 75
Strategie: Ein Kreisdiagramm erstellen 76
Strategie: Diagramme am PC 76
Werkstatt: Wir verbrennen Stoffe 77
Metalle reagieren mit Sauerstoff 78
Das Bindungsbestreben von Metallen zu Sauerstoff 79
Werkstatt: Metalle werden verschieden stark oxidiert 79
Oxide des Kohlenstoffs 80
Nichtmetalle reagieren mit Sauerstoff 81
Schwefeldioxid wird aus dem Rauchgas entfernt 81
Brennpunkt: Treibhauseffekt 82
Brennpunkt: Ozon am Boden 83
Schlusspunkt 84
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 86

Die chemische Zeichensprache **87**

Startpunkt 87
Das Gesetz von der Erhaltung der Masse 88
Zeitpunkt: Symbole im Wandel der Zeit 88
Impulse: Das Spiel mit den Teilchen 89
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 90
Die chemische Reaktion als Umgruppierung von Teilchen 91
Die Entwicklung der heutigen Symbolschreibweise 91
Das Konzept der Wertigkeit 92
Strategie: Ein Modell für die Reaktionsgleichung 93
Die Reaktionsgleichung 93
Brennpunkt: Massenverhältnisse von Teilchen in Reaktionen 94
Kann man Atome zählen – der Molbegriff 94
Schlusspunkt 95
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 96

Inhaltsverzeichnis

Reduktion und Redoxreaktion 97

Startpunkt 97
Die Reduktion 98
Werkstatt: Die Reduktion von Metalloxiden 98
Die Redoxreaktion 99
Brennpunkt: Der Hochofenprozess 100
Redoxreaktionen in der Technik 100
Lexikon: Stahl 101
Zeitpunkt: Metallverarbeitung 101
Schlusspunkt 103
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 105

Atombau, Periodensystem und Elementgruppen 106

Startpunkt 106
Alkalimetalle – nicht aus dem Alltag 107
Werkstatt: Die Flammenfärbung bringt es an den Tag 108
Erdalkalimetalle – gebunden im Gestein 109
Halogene – Vorsicht! 110
Werkstatt: Belichten und Fixieren 111
Bleistift und Bleischürze – die Kohlenstoff-Silicium-Gruppe 112
Werkstatt: Eine Ordnung finden 113
Werkstatt: Anziehen und Abstoßen 114
Das Schalenmodell 115
Impulse: Historie der Atommodelle 116
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 117
Schlusspunkt 118
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 121

Chemische Bindungen 122

Startpunkt 122
Zeitpunkt: Vom weißen Gold zum Gebrauchsgewürz 123
Brennpunkt: Kochsalz, ein Stoff aus dem Alltag 123
Kochsalz – aus Sicht der Chemie 124
Impulse: Atome wollen so wie Edelgasatome sein 125
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 128
Die Bildung von Ionen 129
Die Ionenbindung 129
Werkstatt: Kristall und Modell 130
Eigenschaften von Salzen 130
Die Atombindung 131
Wasser, ein Dipol 132
Brennpunkt: Die Elektronegativität 133
Strategie: Das Aufstellen von Strukturformeln 133
Wasser löst Salz 134
Die Ionenwanderung 134
Werkstatt: Wir untersuchen Metalleigenschaften 135
Die Metallbindung 135
Schlusspunkt 136
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 139

Säuren, Laugen, Salze 141

Startpunkt 141
Werkstatt: Alles sauer, oder? 142
Was ist eine Säure? 142
Werkstatt: Eigenschaften saurer Lösungen 143
Saure Lösungen haben Gemeinsamkeiten 143
Salzsäure – eine bekannte Säure 144
Chloride – Salze der Salzsäure 145
Schwefelsäure 146
Gips, ein Salz der Schwefelsäure 147
Kohlensäure 148
Salze der Kohlensäure 149
Werkstatt: Wir untersuchen Salze der Kohlensäure 149
Phosphorsäure und ihre Salze 150
Salpetersäure und ihre Salze 150
Brennpunkt: Waldschäden 151
Impulse: Sauer, alkalisch und salzig 152
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 154
Die Bildung von Laugen 155
Werkstatt: Wir stellen Laugen her 156
Ammoniak 156
Die Neutralisation 157
Werkstatt: Umgang mit der Bürette 157
Der pH-Wert 158
Werkstatt: Neutralisation in der Spülmaschine 160
Schlusspunkt 161
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 163

Technische Prozesse 164

Startpunkt 164
Schwefelsäure durch Kontaktverfahren 165
Die Ammoniaksynthese 166
Werkstatt: Kalkbrennen und Kalklöschen 167
Werkstatt: Wir experimentieren mit Baustoffen 168
Glas – ein Stoff mit Durchblick 169
Brennpunkt: Hartes oder weiches Wasser 170
Werkstatt: Wie hart ist Wasser? 170
Impulse: Vom Laborversuch zur Produktion 171
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 173
Schlusspunkt 174
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 176

Elektrische Energie und chemische Prozesse 177

Startpunkt 177
Die Elektrolyse 178
Brennpunkt: Aluminiumgewinnung 179
Werkstatt: Strom ohne Steckdose 180
Elektronen fließen 181
Strom aus der Zelle 181
Mit der Brennstoffzelle unterwegs 182
Impulse: Galvanisieren 183
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 184
Werkstatt: Verkupfern und versilbern 185
Die Taschenlampen-Batterie 186
Akkumulatoren 187
Brennpunkt: Recycling – aus alt mach neu 187
Schlusspunkt 188
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 189

Kohlenwasserstoffe – Energieträger und Rohstoffe 190

Startpunkt 190
Werkstatt: Wir untersuchen Erdölbestandteile 191
Fraktionierte Destillation des Erdöls 192
Methan – der Hauptbestandteil des Erdgases 193
Kohlenwasserstoffe bilden eine Reihe 194
Werkstatt: Wir untersuchen Feuerzeuggas 195
Kohlenwasserstoffe und ihre Namen 196
Rund um die Tankstelle 196
Alkene – reaktionsfähige Produkte 197
Brennpunkt: Wasserstoff oder Benzin? 198
Werkstatt: Wir untersuchen Kunststoffe 199
Kunststoffe – Erdölprodukte mit vielfältigen Eigenschaften 200
Schlusspunkt 201
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 203

Inhaltsverzeichnis

Alkohole und organische Säuren 204

Startpunkt 204
Impulse: Bier- und Weinherstellung 205
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 208
Brennpunkt: Promille 209
Werkstatt: Vergorenes 209
Ethanol 210
Die Reihe der Alkanole 211
Strategie: Debattieren, Pro und Contra 212
Süße Alkohole 213
Die Reihe der Alkanale 213
Brennpunkt: Essig – unterschiedlich hergestellt 214
Ethansäure 215
Alkansäuren 216
Strategie: Dominospiel – Chemie spielerisch lernen 217
Ester 218
Werkstatt: Ester selbst gemacht 219
Polyester 219
Schlusspunkt 220
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 221

Ernährung und Pflege 222

Startpunkt 222
Nährstoffe und Wirkstoffe 223
Werkstatt: „Fette“ Versuche 223
Die Vielfalt der Fette 224
Eiweiße – eine Elementaranalyse 225
Einweiße bestehen aus Aminosäuren 225
Von den Aminosäuren zum Protein 226
Werkstatt: Eiweiße werden verdaut 226
Glucose und Maltose 227
Werkstatt: Stärke und Zucker 228
Was ist Seife? 229
Seife, ein Tensid 230
Werkstatt: Seife und Seifenblasen 231
Waschmittel werden weiterentwickelt 232
Werkstatt: Experimentieren mit Waschmitteln 232
Impulse: Sonnenschein und Hautpflege 233
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 235
Werkstatt: Kosmetika für Mädchen und Jungen 236
Haare wollen gepflegt sein 236
Schlusspunkt 237
Kompetenz- und Anforderungsbereiche 238

Bildungsstandards in PRISMA Chemie Ausgabe A 7-10

Die Handlungsaufforderungen auf den Impulse-Seiten und die Aufgaben auf den Schlusspunkt-Seiten sind in diesen Lehrerhinweisen in jeweils unmittelbar nachfolgenden Tabellen gemäß den „Bildungsstandards im Fach Chemie für den Mittleren Schulabschluss; Beschluss der Kultusministerkonferenz vom 16.12.2004“ eingestuft. Mit der Gesamtzahl dieser Handlungsaufforderungen und Aufgabenstellungen sind die Kompetenzbereiche der Bildungsstandards in PRISMA Chemie A 7-10 vollständig abgedeckt. Darüber hinaus enthält PRISMA eine sehr große Zahl von weiteren Aufgaben und Versuchsanleitungen, die den Kompetenzbereichen der Bildungsstandards entsprechen.

In vielen Schlusspunkten erscheinen unter neuer Zählung komplexe Aufgabenstellungen. Diese komplexen Aufgabenstellungen decken – entsprechend den Beispielaufgaben in den Bildungsstandards - mehrere Kompetenzbereiche und zum Teil unterschiedliche Anforderungsniveaus ab. Dabei sind die komplexen Aufgaben im Schlusspunkt der genannten Kapitel bestimmten Themen zuzuordnen. Diese Themen sind bei der Behandlung der Aufgaben an entsprechender Stelle in diesen Lehrerhinweisen benannt.

Informationen zu Kompetenzerwerb und Bildungsstandards
Zum Thema Kompetenzerwerb wird im Folgenden aus den „Bildungsstandards im Fach Chemie für den Mittleren Schulabschluss; Beschluss der Kultusministerkonferenz vom 16.12.2004“ zitiert.

„Mit dem Erwerb des Mittleren Schulabschlusses verfügen die Schülerinnen und Schüler über naturwissenschaftliche Kompetenzen im Allgemeinen sowie chemische Kompetenzen im Besonderen […]. Die Kompetenzen, die eine naturwissenschaftliche Grundbildung ausmachen, bieten Anknüpfungspunkte für fachübergreifendes und fächerverbindendes Arbeiten. Sie werden ohne Berücksichtigung ihrer Vernetzung vier Bereichen zugeordnet und für das Fach Chemie spezifiziert […]. Im Folgenden werden für die vier Kompetenzbereiche Regelstandards formuliert, die von Schülerinnen und Schülern mit Erreichen des Mittleren Schulabschlusses zu erwerben sind (siehe folgende Seite) [...]. Dabei gilt, dass die Anforderungsbereiche nicht Ausprägungen oder Niveaustufen einer Kompetenz sind. Es handelt sich vielmehr um Merkmale von Aufgaben, die verschiedene Schwierigkeitsgrade innerhalb ein und derselben Kompetenz abbilden können. Die nachfolgenden Formulierungen zeigen deshalb zunächst charakterisierende Kriterien zur Einordnung in einen der Anforderungsbereiche auf.“

		Anforderungsbereiche		
		I	**II**	**III**
Kompetenzbereich	**Fachwissen**	Kenntnisse und Konzepte zielgerichtet wiedergeben	Kenntnisse und Konzepte auswählen und anwenden	komplexe Fragestellungen auf der Grundlage von Kenntnissen und Konzepten planmäßig und konstruktiv bearbeiten
	Erkenntnisgewinnung	bekannte Untersuchungsmethoden und Modelle beschreiben, Untersuchungen nach Anleitung durchführen	geeignete Untersuchungsmethoden und Modelle zur Bearbeitung überschaubarer Sachverhalte auswählen und anwenden	geeignete Untersuchungsmethoden und Modelle zur Bearbeitung komplexer Sachverhalte begründet auswählen und anpassen
	Kommunikation	bekannte Informationen in verschiedenen fachlich relevanten Darstellungsformen erfassen und wiedergeben	Informationen erfassen und in geeigneten Darstellungsformen situations- und adressatengerecht veranschaulichen	Informationen auswerten, reflektieren und für eigene Argumentationen nutzen
	Bewertung	vorgegebene Argumente zur Bewertung eines Sachverhalts erkennen und wiedergeben	geeignete Argumente zur Bewertung eines Sachverhalts auswählen und nutzen	Argumente zur Bewertung eines Sachverhalts aus verschiedenen Perspektiven abwägen und Entscheidungsprozesse reflektieren

Bildungsstandards im Fach Chemie für den Mittleren Schulabschluss; Beschluss der Kultusministerkonferenz vom 16.12.2004.

Fachwissen	Erkenntnisgewinnung	Kommunikation	Bewertung
Konzepte zu Stoff-Teilchen-Beziehungen Die Schülerinnen und Schüler	Die Schülerinnen und Schüler	Die Schülerinnen und Schüler	Die Schülerinnen und Schüler
F 1.1 nennen und beschreiben bedeutsame Stoffe mit ihren typischen Eigenschaften.	E 1 erkennen und entwickeln Fragestellungen, die mit Hilfe chemischer Kenntnisse und Untersuchungen, insbesondere durch chemische Experimente, zu beantworten sind.	K 1 recherchieren zu einem chemischen Sachverhalt in unterschiedlichen Quellen.	B 1 stellen Anwendungsbereiche und Berufsfelder dar, in denen chemische Kenntnisse bedeutsam sind.
F 1.2 beschreiben modellhaft den submikroskopischen Bau ausgewählter Stoffe.	E 2 planen geeignete Untersuchungen zur Überprüfung von Vermutungen und Hypothesen.	K 2 wählen themenbezogene und aussagekräftige Informationen aus.	B 2 erkennen Fragestellungen, die einen engen Bezug zu anderen Unterrichtsfächern aufweisen und zeigen diese Bezüge auf.
F 1.3 beschreiben den Bau von Atomen mit Hilfe eines geeigneten Atommodells.	E 3 führen qualitative und einfache quantitative experimentelle und andere Untersuchungen durch und protokollieren diese.	K 3 prüfen Darstellungen in Medien hinsichtlich ihrer fachlichen Richtigkeit.	B 3 nutzen fachtypische und vernetzte Kenntnisse und Fertigkeiten, um lebenspraktisch bedeutsame Zusammenhänge zu erschließen.
F 1.4 verwenden Bindungsmodelle zur Interpretation von Teilchenaggregationen, räumlichen Strukturen und zwischenmolekularen Wechselwirkungen.	E 4 beachten beim Experimentieren Sicherheits- und Umweltaspekte.	K 4 beschreiben, veranschaulichen oder erklären chemische Sachverhalte unter Verwendung der Fachsprache und/oder mit Hilfe von Modellen und Darstellungen.	B 4 entwickeln aktuelle, lebensweltbezogene Fragestellungen, die unter Nutzung fachwissenschaftlicher Erkenntnisse der Chemie beantwortet werden können.
F 1.5 erklären die Vielfalt der Stoffe auf der Basis unterschiedlicher Kombinationen und Anordnungen von Teilchen.	E 5 erheben bei Untersuchungen, insbesondere in chemischen Experimenten, relevante Daten oder recherchieren sie.	K 5 stellen Zusammenhänge zwischen chemischen Sachverhalten und Alltagserscheinungen her und übersetzen dabei bewusst Fachsprache in Alltagssprache und umgekehrt.	B 5 diskutieren und bewerten gesellschaftsrelevante Aussagen aus unterschiedlichen Perspektiven.
Konzepte zu Struktur-Eigenschafts-Beziehungen Die Schülerinnen und Schüler	E 6 finden in erhobenen oder recherchierten Daten, Trends, Strukturen und Beziehungen, erklären diese und ziehen geeignete Schlussfolgerungen.	K 6 protokollieren den Verlauf und die Ergebnisse von Untersuchungen und Diskussionen in angemessener Form.	B 6 binden chemische Sachverhalte in Problemzusammenhänge ein, entwickeln Lösungsstrategien und wenden diese an.
F 2.1 beschreiben und begründen Ordnungsprinzipien für Stoffe, z.B. mit ihren typischen Eigenschaften oder mit charakteristischen Merkmalen der Zusammensetzung und Struktur der Teilchen.	E 7 nutzen geeignete Modelle (z.B. Atommodelle, Periodensystem der Elemente) um chemische Fragestellungen zu bearbeiten.	K 7 dokumentieren und präsentieren den Verlauf und die Ergebnisse ihrer Arbeit situationsgerecht und adressatenbezogen.	
F 2.2 nutzen ein geeignetes Modell zur Deutung von Stoffeigenschaften auf Teilchenebene.	E 8 zeigen exemplarisch Verknüpfungen zwischen gesellschaftlichen Entwicklungen und Erkenntnissen der Chemie auf.	K 8 argumentieren fachlich korrekt und folgerichtig.	
F 2.3 schließen aus den Eigenschaften der Stoffe auf ihre Verwendungsmöglichkeiten und auf damit verbundene Vor- und Nachteile.		K 9 vertreten ihre Standpunkte zu chemischen Sachverhalten und reflektieren Einwände selbstkritisch.	
Konzepte zur chemischen Reaktion Die Schülerinnen und Schüler		K 10 planen, strukturieren, reflektieren und präsentieren ihre Arbeit als Team.	
F 3.1 beschreiben Phänomene der Stoff- und Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen.			
F 3.2 deuten Stoff- und Energieumwandlungen hinsichtlich der Veränderung von Teilchen und des Umbaus chemischer Bindungen.			
F 3.3 kennzeichnen in ausgewählten Donator-Akzeptor-Reaktionen die Übertragung von Teilchen und bestimmen die Reaktionsart.			
F 3.4 erstellen Reaktionsschemata/Reaktionsgleichungen durch Anwendung der Kenntnisse über die Erhaltung der Atome und die Bildung konstanter Atomzahlenverhältnisse in Verbindungen.			
F 3.5 beschreiben die Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen.			
F 3.6 beschreiben Beispiele für Stoffkreisläufe in Natur und Technik als Systeme chemischer Reaktionen.			
F 3.7 beschreiben Möglichkeiten der Steuerung chemischer Reaktionen durch Variation von Reaktionsbedingungen.			
Konzepte zur energetischen Betrachtung bei Stoffumwandlungen Die Schülerinnen und Schüler			
F 4.1 geben an, dass sich bei chemischen Reaktionen auch der Energieinhalt des Reaktionssystems durch Austausch mit der Umgebung verändert.			
F 4.2 führen energetische Erscheinungen bei chemischen Reaktionen auf die Umwandlung eines Teils der in Stoffen gespeicherten Energie in andere Energieformen zurück.			
F 4.3 beschreiben die Beeinflussbarkeit chemischer Reaktionen durch den Einsatz von Katalysatoren.			

Startpunkt

Aufgaben

1 Einige Geräte dürften den Schülerinnen und Schülern in der Regel schon bekannt sein, so z. B. der Gasbrenner, der Glastrichter, verschiedene Glaskolben und das Reagenzglas.

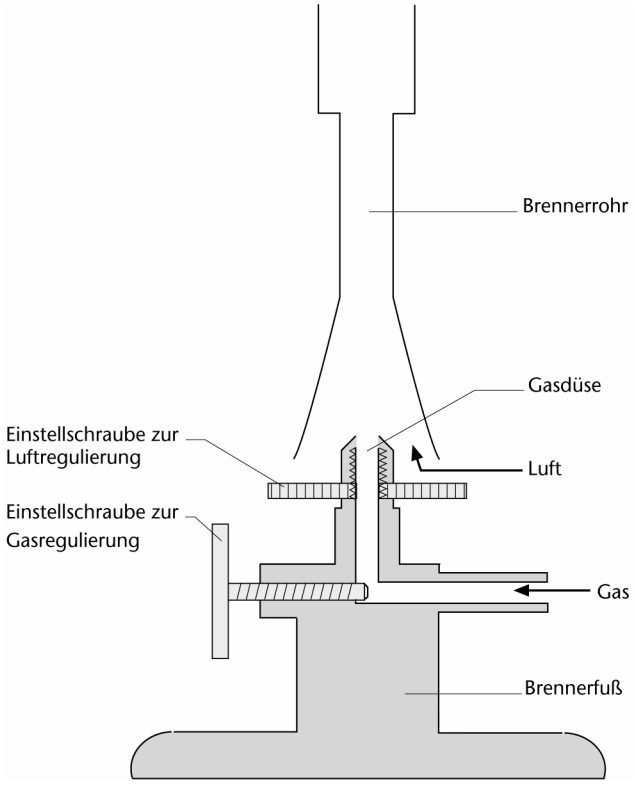
2 Folgende Sicherheitseinrichtungen sind im Fachraum unmittelbar zu beobachten: NOT-AUS-Schalter, Telefon, Feuerlöscher, Feuerlöschdecke, Augendusche und Erste-Hilfe-Kasten.

Auffällige Symbole sind die Gefahrensymbole auf orangefarbenen Grund für sehr giftige und giftige Stoffe („Totenkopf“), für gesundheitsschädliche und reizende Stoffe („Kreuz-Symbol“), für ätzende Stoffe („Reagenzglas, aus dem Flüssigkeit auf eine Hand und auf ein Materialstück tropft“), für explosionsgefährliche Stoffe („Explodierende Kugel“), für brandfördernde Stoffe („Kreis mit Flamme“), für hochentzündliche und leichtentzündliche Stoffe („Flammensymbol“) und für umweltgefährliche Stoffe („abgestorbener Baum/toter Fisch“).

Werkstatt: Umgang mit dem Gasbrenner

Aufgaben

1 **Bedienungsanleitung für den Gasbrenner**
1.



2. Schutzbrille aufsetzen – Gasbrenner in die Tischmitte stellen – Gasanzünder bereitlegen – Gasschlauch mit der Gasleitung am Tisch verbinden – Luft- und Gaszufuhr schließen – Gashahn am Tisch öffnen – Gaszufuhr am Brenner öffnen und das ausströmende Gas sofort entzünden.

2 **Flammenzonen**
An der Spitze des inneren hellblauen Kegels ist die Flamme am heißesten.

Werkstatt: Wir erhitzen Stoffe

V Versuche

2 **Rundschmelzen eines Glasrohrstückes**

a) Beim Brechen des Biegerohrs besteht bei unsachgemäßer Ausübung die Gefahr, sich durch splitterndes Glas zu verletzten. Es muss deshalb unbedingt darauf geachtet werden, dass die Hände durch ein stärkeres Tuch geschützt werden und immer vom Körper weg gearbeitet wird.

b) Beim Rundschmelzen besteht die Gefahr des Verbrennens, wenn das Glasrohrstück zu lange in die Flamme gehalten wird. Die Schüler müssen deshalb darauf hingewiesen werden, das Glasrohr bei zu starker Erwärmung sofort aus der Hand zu nehmen und auf einer feuerfesten Unterlage abzulegen. Besteht der Schülerarbeitstisch aus Laborkeramik, kann der Tisch als Unterlage dienen. Die Gefahr des Verbrennens kann durch Verwendung hitzebeständiger Handschuhe verringert werden. Die Schülerinnen und Schüler sind darauf hinzuweisen, dass sie das Glasrohr beim Rundschmelzen ständig drehen müssen, um eine Tropfenbildung durch abschmelzendes Glas zu vermeiden.

3 **Herstellen eines Winkelrohres**

Das Biegen eines Winkelrohres erfordert vom Schüler viel Geschick. Beim Biegen muss gleichzeitig eine Zugbewegung zu beiden Enden hin erfolgen, um eine Stauchung des Biegerohrs im Winkelbereich zu vermeiden.

A Aufgaben

1 **Wir erhitzen Flüssigkeiten mit dem Gasbrenner**

1. Schutzbrille aufsetzen – Gasbrenner in die Tischmitte stellen – Gasanzünder bereitlegen – Gasschlauch mit der Gasleitung am Tisch verbinden – Luftzufuhr schließen – Gashahn am Tisch öffnen – Gaszufuhr am Brenner öffnen und das ausströmende Gas sofort entzünden.

2. Siedesteinchen verwenden – Öffnung des Reagenzglases nicht auf Personen richten – Reagenzglas nicht vollständig mit Flüssigkeit füllen.

3. Der Gasschlauch ist am Brenner nicht mit einer Schlauchschelle gesichert.

Der Umgang mit Chemikalien

A Aufgabe

1 R 23 Giftig beim Einatmen; R 24 Giftig bei Berührung mit der Haut; R 25 Giftig beim Verschlucken; R 26 Sehr giftig beim Einatmen; R 27 Sehr giftig bei Berührung mit der Haut; R 28 Sehr giftig beim Verschlucken; R 29 Entwickelt bei Berührung mit Wasser giftige Gase; R 31 Entwickelt bei Berührung mit Säure giftige Gase; R 32 Entwickelt bei Berührung mit Säure sehr giftige Gase; R 50 Sehr giftig für Wasserorganismen; R 51 Giftig für Wasserorganismen; R 54 Giftig für Pflanzen; R 55 Giftig für Tiere; R 56 Giftig für Bodenorganismen; R 57 Giftig für Bienen.

2 S 39 Schutzbrille/Gesichtsschutz tragen

3 Gefahrensymbol für sehr giftige und giftige Stoffe; Gefahrensymbol für gesundheitsschädliche und reizende Stoffe; Gefahrensymbol für hochentzündliche und leicht entzündliche Stoffe.

Z Zusatzinformationen

Es bietet sich zur Einführung der Thematik an, verschiedene Haushaltschemikalien mit in den Unterricht zu bringen, die mit unterschiedlichen Gefahrensymbolen gekennzeichnet sind. Da viele Etiketten nicht alle relevanten Sicherheitsangaben enthalten, kann im weiteren Verlauf auf das Etikett des Grillanzünders in Bild 1 zurückgegriffen werden. Auf diesem Etikett sind alle notwendigen Angaben enthalten:

Name: Zündix-Grillanzünder (Erdöldestillate)
Gefahrensymbol: Symbol für Gesundheitsschädlich
Kennbuchstabe: Xn
Gefahrenbezeichnung: Gesundheitsschädlich
R-Sätze: R 65
S-Sätze: S 2; S 23; S 24; S 62

Impulse: Gefährlichen Stoffen auf der Spur

Aufgaben

Gefahrstoffe im Alltag

- Gefahrstoffe aus dem Alltag sind z. B. Klebstoffe, Farben und Lacke, Kalkentferner, zahlreiche Lösungsmittel, Universalverdünner, Terpentin, Reinigungsbenzin, Sanitärreiniger, Backofenspray, Rohrreiniger.

- Viele Putz- und Reinigungsmittel sind umweltgefährdend und können teilweise durch biologisch leicht abbaubare Wirkstoffe ersetzt werden. Bei Rohrverstopfungen kann u. U. ganz auf chemische Verfahren (Abflussreiniger) verzichtet und auf mechanische Verfahren (z.B. Gummiglocke) ausgewichen werden.

- Um Umweltgefährdungen mit Haushaltschemikalien zu verringern ist es notwendig, sich mit den Eigenschaften des verwendeten Produktes genauer zu beschäftigen. Häufig können bereits dem Etikett mögliche Umweltgefährdungen und entsprechende Entsorgungshinweise entnommen werden. Reste von umweltgefährdenden Stoffen dürfen nicht in den Ausguss oder in den Abfalleimer gegeben werden. Für die Entsorgung ist die Abgabe bei einem Schadstoffmobil der richtige Weg.
  Teilweise lässt sich der Einsatz umweltschädlicher Haushaltschemikalien auch ganz vermeiden; so kann z. B. bei einer Rohrverstopfung auf chemische Rohrreiniger verzichtet und stattdessen ein mechanisches Hilfsmittel (Gummiglocke oder Reinigungsspirale) verwendet werden.

- Beim Einsatz von Haushaltschemikalien müssen der mögliche Nutzen und die mit dem Einsatz verbundenen Gefahren sorgfältig abgewogen werden. Zur Beurteilung von Fragen der Sicherheit und der Umweltverträglichkeit sind die Gefahrensymbole sowie die R- und S-Sätze wichtige Hinweise. Diese Angaben sind dem Etikett bzw. dem Aufdruck auf der Verpackung zu entnehmen. Sind z. B. Farben in einem gesundheitsschädlichen Lösungsmittel gelöst, sollte auf eine Verwendung im Innenbereich ganz verzichtet werden.

Stoffe auf ihre Umweltverträglichkeit testen

- Als Versuch kann z. B. ein Kresse-Wachstumstest geplant werden, bei dem der Einfluss von Haushaltschemikalien auf das Wachstum von Kresse untersucht wird. Bei diesem Versuch werden in einer Petrischale auf feuchte Watte einige Kressesamen gegeben, danach werden einige Tropfen einer Haushaltschemikalie hinzugegeben und das Wachstum einige Tage beobachtet. Wichtig ist das Anlegen einer „Blindprobe“ (ohne Zusatz von Chemikalien).

Der Rohrreiniger – eine ätzende Angelegenheit

- Da Rohrreiniger ein ätzendes Stoffgemisch ist, müssen beim Einsatz dieses Stoffes geeignete Schutzhandschuhe getragen werden.

- Die Wirkung von Rohrreinigern auf verschiedene Stoffe kann in einem Reagenzglas oder in kleinen Bechergläsern überprüft werden. Hierbei gibt man zu unterschiedlichen Proben (z. B. Fett, Haare, Eiweiß, Brot) eine kleine Portion eines Rohreinigers und etwas Wasser. Da bei diesem Versuch mit ätzenden Stoffen umgegangen wird, müssen Schutzhandschuhe getragen werden.

- Nach Gebrauch des Rohrreinigers muss die Verschlusskappe fest aufgeschraubt werden, weil Feuchtigkeit angezogen wird. Der Inhalt würde sonst verklumpen.

- Gelangt Rohrreiniger ins Auge, muss das Auge gründlich ausgespült und ein Arzt aufgesucht werden.

- Rohrreiniger lässt sich in der Regel in drei Bestandteile auftrennen: glasige Kügelchen (Natriumhydroxid), weiße Kügelchen (Natriumnitrat) und kleine metallische Bestandteile (Aluminium).

- Als besonderen Wirkstoff enthält Rohrreiniger ätzendes Natriumhydroxid.

Stoffe, die feuergefährlich sind

- Feuergefährliche Stoffe sind z. B. Brennspiritus, Wasch- und Reinigungsbenzin, Universalverdünner, Nagellackentferner, Terpentinersatz und einige Klebstoffe.

- Mit feuergefährlichen Stoffen darf nicht in der Nähe von Zündquellen experimentiert werden.

- Besonders feuergefährlich ist z. B. Benzin, aber auch hoch erhitztes Fett oder Öl.

Gefährliche Stoffe richtig entsorgen

- Zu Problemabfällen aus dem Haushalt gehören Batterien, Medikamentenreste, Lösungsmittelreste, Altöl, Reste von Unkrautvernichtungsmitteln, Reste von Kosmetika und Klebstoffen.

- Solche Problemabfälle können z. B. bei einem Schadstoffmobil sachgerecht entsorgt werden.

- Werden Problemabfälle in den Ausguss gegeben, gelangen sie über die Kanalisation in die Kläranlage. Dort können sie die biologische Klärstufe schädigen. Werden sie in der Kläranlage nicht beseitigt, können sie in die Flüsse gelangen und so die Umwelt gefährden.

Impulse „Gefährlichen Stoffen auf der Spur“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich							
				F		E		K		B	
22	Gefahrstoffe im Alltag	Findest du Stoffe	I					K1			
22	Gefahrstoffe im Alltag	Fallen dir Maßnahmen	II					K1 K2			
22	Gefahrstoffe im Alltag	Beurteile den Einsatz	II					K1 K8		B4	
22	Gefahrstoffe im Alltag	Erkundige dich nach	II					K1 K2			
22	Gefahrstoffe im Alltag	Notiere die Sicherheits	I					K1			
22	Stoffe auf ihre Umwelt	Plane einen einfachen	II			E2		K1			
22	Der Rohr-reiniger	Warum muss beim Einsatz	II					K1 K2			
22	Der Rohr-reiniger	Plane Versuche	II			E2		K1 K2			
22	Der Rohr-reiniger	Ist es wichtig, dass nach	I/II					K1 K2			
22	Der Rohr-reiniger	Wenn Rohrreini-ger ins Auge	I					K1 K2			
23	Der Rohr-reiniger	Gib etwas Rohr-reiniger in	I	F1.1		E3					
23	Der Rohr-reiniger	Welchen "Wirk-stoff" des	II					K1 K4 K8			
23	Stoffe, die feuergefähr-lich	Gibt es bei dir zu Hause	I					K1 K2			
23	Stoffe, die feuergefähr-lich	Was ist beson-ders zu	I/II					K1 K2			
23	Stoffe, die feuergefähr-lich	Erkundige dich bei der	I/II					K1 K2 K6			
23	Gefährliche Stoffe richtig	Es gibt im Haus-halt	I					K1			
23	Gefährliche Stoffe richtig	Suche nach sachgerechten	I					K1 K2			
23	Gefährliche Stoffe richtig	Verfolge den Weg	I					K1 K2			

Strategie: Wir erstellen eine Laborordnung

Zusatzinformationen

Die von den Schülern erstellte Laborordnung kann im Laufe der Zeit weiter ergänzt werden. Werden z. B. in der Jahrgangsstufe 9 „Säuren und Laugen“ besprochen, kann der Bereich „Ätzende Stoffe“ weiter ergänzt werden. Bei der Behandlung der Kohlenwasserstoffe kann der Bereich „Feuergefährliche Flüssigkeiten“ ergänzt werden, usw.

Die Schülerinnen und Schüler können die Laborordnung auch durch Bilder ergänzen, die z. B. das richtige Verhalten beim Experimentieren darstellen.

Reagenzglas mit Flüssigkeit nie auf Mitschüler/in richten!

Haare zusammenbinden!

Schlusspunkt

Aufgaben

1 **NOT-AUS-Schalter:** Alle Strom- und Gaszuführungen können mit diesem Schalter mit einem Druck unterbrochen werden.
Feuerlöscher: Kleine Brände können mit einem Feuerlöscher bekämpft werden.
Feuerlöschdecke: Durch Einhüllen brennender Personen mit einer Feuerlöschdecke können die Flammen erstickt werden.
Augendusche: Chemikalien, die in das Auge gelangt sind, können mit einer Augendusche ausgespült werden.
Erste-Hilfe-Kasten: Kleine Verletzungen können mit Erste-Hilfe-Materialien behandelt werden.
Telefon (Notruf): Mit den Telefonnummern 110 für Polizei und 112 für Feuerwehr kann Hilfe herbeigerufen werden.

2 In der Regel werden als Schutzausrüstung Laborbrille und Schutzhandschuhe verwendet.

3 Eine Labor-Schutzbrille unterscheidet sich von einer normalen Sehbrille durch die Seitenklappen. Diese sollen verhindern, dass Spritzer von der Seite in das Auge gelangen können.

4 In einem Gefahrfall ist es häufig sehr entscheidend, dass möglichst schnell gehandelt wird. Deshalb ist es wichtig, dass jeder im Fachraum die Lage des Not-Aus-Schalters genau kennt und ihn im Gefahrfall auch bedienen kann. Da auch die Lehrkraft einen Unfall erleiden kann, ist es wichtig, dass auch Schüler den Not-Aus-Schalter kennen und bedienen können.

5 Einige Grundregeln für den sachgemäßen Umgang mit Chemikalien sind z. B.: Chemikalien niemals mit den Fingern anfassen (Spatel oder Spatellöffel verwenden); Chemikalien stets sparsam einsetzen, einmal entnommene Chemikalien nicht wieder in das Chemikaliengefäß zurückgeben (Chemikalien könnten verunreinigt sein); beim Ausgießen einer Flüssigkeit sollte die Hand das Etikett umfassen (an der Flasche herunterlaufende Tropfen könnten sonst das Etikett beschädigen).

6 a) Siedesteinchen dienen dazu, Siedeverzug zu verhindern. Der Einsatz von Siedesteinchen verhindert die Bildung von größeren Dampfblasen, die zum Herausspritzen von Flüssigkeit aus dem Reagenzglas führen können.

b) Beim Erhitzen von Flüssigkeiten im Reagenzglas darf dieses niemals auf andere Personen gerichtet sein, da Flüssigkeit aus dem Reagenzglas herausspritzen kann.

c) Die Reagenzglasklammer sollte oben am Reagenzglas angesetzt werden.
Beim Erhitzen ist die Klammer ausreichend weit von der Brennerflamme entfernt und das Reagenzglas lässt sich im Bedarfsfall beliebig schräg halten.

7 Das Etikett sollte das Gefahrensymbol für „leicht entzündlich“ (Flammensymbol) enthalten, den Kennbuchstaben „F“ sowie die Gefahrenbezeichnung „leicht entzündlich“. Ferner sollten Sicherheitshinweise aufgeführt sein, z. B.:
S 2: Darf nicht in die Hände von Kindern gelangen.
S 7: Behälter dicht geschlossen halten.
S 16: Von Zündquellen fernhalten – nicht rauchen.
S 46: Beim Verschlucken sofort ärztlichen Rat einholen und Verpackung oder Etikett vorzeigen.

8 a) An dem Gefahrensymbol ist zu erkennen, dass es sich um eine ätzende Flüssigkeit handelt. Beim Entsorgen dieser Flüssigkeit sollten Schutzhandschuhe und Schutzbrille getragen werden, da der Stoff zu Verätzungen führen kann.

b) Nicht mehr identifizierbare Stoffe sollten vorsichtshalber als Problemabfall entsorgt werden.

9 a) Bestandteile des Gasbrenners sind: Brennerfuß, Gasregulierung, Einstellschraube für die Luftregulierung, Gasdüse und Brennerrohr.

b) Gasbrenner anschließen (darauf achten, dass der Gasschlauch fest mit dem Brenner und der Gasentnahmestelle verbunden ist), Luftzufuhr schließen, Gaszufuhr am Brenner öffnen und das austretende Gas sofort entzünden (sonst können sich explosive Gas-Luft-Gemische bilden), anhand der Luftregulierung die gewünschte Flamme einstellen.

10 a) Zone 1: ca. 800 °C
Zone 2: ca. 1200 °C
Zone 3: ca. 300 °C.

b) Die rauschende Flamme ist für viele Versuche zu heiß. Deshalb wird in der Regel mit der nicht leuchtenden Flamme gearbeitet.

11 a) Mit dem Gasbrenner können leuchtende, nicht leuchtende und rauschende Flammen eingestellt werden.

b) Beim Erhitzen einer Flüssigkeit sollte die nicht leuchtende Flamme eingestellt werden. Die rauschende Flamme führt zu sehr starkem Erhitzen, sodass die Flüssigkeit aus dem Reagenzglas spritzen kann. Die leuchtende Flamme dagegen ist nicht heiß genug und führt außerdem zur Rußbildung.

c) Bei einer Experimentierpause sollte die leuchtende Flamme eingestellt werden, weil diese gut zu sehen und nicht so heiß ist wie die beiden anderen Flammentypen.

12 Bei brennbaren Flüssigkeiten ist die Brandgefahr besonders hoch. Deshalb werden diese in Spezialschränken gelagert, die im Brandfall eine längere Zeit dem Feuer widerstehen können.

13 a) Das Gefahrensymbol für umweltgefährliche Stoffe weist auf die besondere Gefahr dieser Stoffe für die Natur hin. Stoffe, die mit diesem Symbol gekennzeichnet sind, sind schädlich für Gewässer, Boden, Luft und für Organismen.

b) Das Gefahrensymbol ist nicht immer eindeutig, so wird z. B. das Totenkopf-Symbol sowohl für giftige als auch für sehr giftige Stoffe, das Flammensymbol sowohl für leicht entzündliche als auch für hoch entzündliche Stoffe verwendet. Zur eindeutigen Kennzeichnung wird neben dem Gefahrensymbol deshalb noch die Gefahrenbezeichnung (z. B. giftig oder sehr giftig) angegeben.

Schlusspunkt „Sicheres Experimentieren“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich							
				F		E		K		B	
27	1		I					K4			
27	2		I					K4			
27	3		I					K4			
27	4		I/II					K8			
27	5		I					K4			
27	6	a	I/II					K8			
27	6	b	II					K8			
27	6	c	II					K8			
27	7		II/III					K1 K2 K4 K5 K7			
27	8	a	III					K2 K4		B4	
27	8	b	I					K2 K4		B4	
27	9	a	I					K4			
27	9	b	I					K4			
27	10	a	I					K4			
27	10	b	I/II					K8			
27	11	a	I					K4			
27	11	b	I					K8			
27	11	c	I/II					K8			
27	12		I/II					K4			
27	12		I					K8			
27	13	a	I/II					K4			
27	13	b	I					K4			

Startpunkt

Aufgaben

1

Löffel aus	Vorteile	Nachteile
Kunststoffen	preiswert, leicht, leiten schlecht die Wärme	geringe Haltbarkeit, Verformen und Zersetzen sich bei höheren Temperaturen, Wegwerfartikel
Edelstahl	sehen gut aus, haltbar	teuer, nach längerem Gebrauch scharfe Kanten, leiten gut die Wärme
Holz	preiswert, keine scharfen Kanten, deshalb gut zum Einsatz in Töpfen und Pfannen geeignet, können aus nachwachsenden Rohstoffen hergestellt werden	sehen nach kurzer Zeit unansehnlich aus, „verkohlen“ leicht

2 Gips, Zucker und Salz sind weiße Stoffe. Gips liegt meist als Pulver vor, Zucker- und Salzkristalle unterscheiden sich in ihren Kristallformen, die unter der Lupe gut sichtbar werden.
Geschmacksproben verbieten sich wegen des Gipses. Bei Zugabe von Wasser bildet sich mit Gips ein Brei, der schnell hart wird. Zucker und Salz lösen sich gut in Wasser. Die Löslichkeit von Zucker in Wasser ist aber wesentlich größer als die Löslichkeit von Salz in Wasser. Salzwasser leitet im Gegensatz zu Zuckerwasser den elektrischen Strom. Beim Erhitzen von Zucker bildet sich zunächst eine gelbe Schmelze, bei stärkerem Erhitzen brodelt die Schmelze auf, Dämpfe steigen auf, es bleibt ein schwarzer Rückstand zurück.

3 Mit einer Lupe kann man bei 10facher Vergrößerung die Fäden des Hemdenstoffs zählen. Unter dem Mikroskop werden bei 100facher Vergrößerung die Fasern des Wollstoffs sichtbar. Das Elektronenmikroskop macht sogar die Struktur einer einzelnen Wollfaser sichtbar.

Stoffe, Teilchen, Eigenschaften

Werkstatt: Wir untersuchen Stoffe

Versuche

1 **Wir betrachten Stoffe**

Stoff	Aussehen
Kochsalz	weiß, kristallin (körnig)
Zucker	weiß, kristallin (körnig)
Kupfer	rotbraun und metallisch glänzend
Eisen	grau und metallisch glänzend
Essig	farblos, durchsichtig (transparent), flüssig
Wachs	farblos (sofern ohne Farbstoffzusatz), fest
Citronensäure	farblos (weiß), kristallin (körnig)
Zimt	beige bis braun, pulvrig
Kunststoff	farblos (sofern ohne Farbstoffzusatz), fest
Gummi	zumeist rötlich (je nach Farbzusatz), fest
Glas	farblos, durchsichtig (transparent), fest
Wasser	farblos, durchsichtig (transparent), flüssig
Holz	braun (Tönung je nach Holzart), fest

2 **Wir betasten Stoffe**

a)

Stoff	Ertastete Wahrnehmung
Zucker	hart, körnig
Kupfer	hart, kalt, glatt
Eisen	hart, kalt, glatt
Holz	relativ hart, warm, rau
Wachs	weich, warm, glatt
Gummi	weich (elastisch), warm, rau
Münze	hart, kalt, glatt
Kreide	hart, relativ rau und eher warm

Versuchsergebnis: Alle Gegenstände aus Metallen fühlen sich kalt, hart und glatt an (Kupfer, Eisen, Münze) – die Gegenstände aus Wachs, Gummi und Holz hingegen warm (schlechte Wärmeleiter).

b) und c) Versuchsergebnis: Eisenblech ritzt Kupferblech und ist somit härter als dieses. Beide Metalle ritzen Kandiszucker, Kreide, Holz und Wachs an (nach abnehmender Ritzhärte / Härtegrad geordnet).

3 **Wir riechen Stoffe**

Stoff	Geruchswahrnehmung
Essig	säuerlich, scharf
Zimt	aromatisch, würzig
Pfeffer	scharf bis beißend
Parfüm	aromatisch
Kochsalz	geruchlos

4 **Wir ertasten die Wärmeleitfähigkeit von Stoffen**

a) Versuchsergebnis: Der Metallstab wird schneller warm. Metall ist also ein besserer Wärmeleiter als Glas.

b) Bei diesem Versuch kann nur verglichen werden, wenn Becher gleicher Größe und Wandstärke genommen werden.
Versuchsergebnis: Der Metallbecher wird von außen schneller warm als ein Kunststoffbecher. Metalle leiten also die Wärme besser als nichtmetallische Stoffe.

Stoffeigenschaften – mit den Sinnen wahrnehmen

Versuche

1 und 2

Stoff/Farbe und Glanz	Härte, Verformbarkeit
Eisen: grau, glänzend	hart, glatt, verformbar, kalt
Kupfer: rotbraun, glänzend	hart, glatt, verformbar, kalt
Schwefel: zitronengelb	weich, rau, spröde, warm
Kohlenstoff: schwarz	pulvrig, rau, spröde, warm
Gummi: zumeist rötlich	elastisch, weich, warm
Glas: farblos, durchsichtig	hart, kalt, fest
Kochsalz: weiß	spröde, körnig

3

Stoff	Geruchseindruck
Alkohol	aromatisch, süßlich (alkoholisch)
Wasser	geruchlos
Parfüm	aromatisch (fruchtig, blumig, süßlich…)
Essig	säuerlich, beißend

Stoffeigenschaften und elektrischer Strom

Aufgabe

1 Die Abdeckung eines Lichtschalters ist aus Kunststoff, weil die (meisten) Kunststoffe den elektrischen Strom nicht leiten. So wird bei Berührung des Schalters auch dann kein Stromschlag ausgelöst, wenn die Abdeckung mit stromführenden Teilen in Berührung kommt.

2 Bei der Untersuchung der elektrischen Leitfähigkeit lässt sich eine Glühlampe durch ein Stromstärkemessgerät ersetzen.

3 Es müssen ein Kupferdraht und ein Eisendraht gleicher Länge und gleichen Durchmessers eingesetzt werden, auch die angelegte Spannung muss gleich sein. Der Messbereich des Stromstärkemessgerätes sollte für beide Messungen der gleiche sein.
Material: Schutzbrille, Batterie oder Stelltrafo, Stromstärkemessgerät, 4 Krokodilklemmen, 3 Experimentierkabel, Kupferdraht und Eisendraht gleicher Länge und gleichen Durchmessers
Versuchsanleitung
Baue einen Stromkreis auf. Klemme dabei den Kupferdraht bzw. den Eisendraht zwischen zwei Krokodilklemmen und miss die Stromstärke.

Werkstatt: Wir messen die elektrische Leitfähigkeit von Strom

Versuche

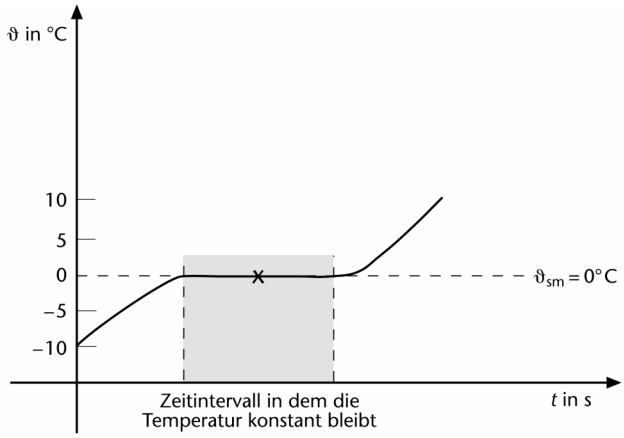
1 **Die elektrische Leitfähigkeit von Feststoffen**
Versuchsergebnis: Eisen und Kupfer bringen im Versuch das Lämpchen zum Leuchten. Holz, Kreide, Glas und Papier leiten den elektrischen Strom nicht (Nichtleiter, Isolatoren).

2 **Die elektrische Leitfähigkeit von Flüssigkeiten**
Ersatzweise können z. B. zwei Kupferelektroden verwendet werden, dürfen sich aber bei den Versuchen in der Flüssigkeit nie berühren (Kurzschluss).
Versuchsergebnis: Destilliertes Wasser und Zuckerwasser leiten den elektrischen Strom nicht, Salzwasser leitet den elektrischen Strom.

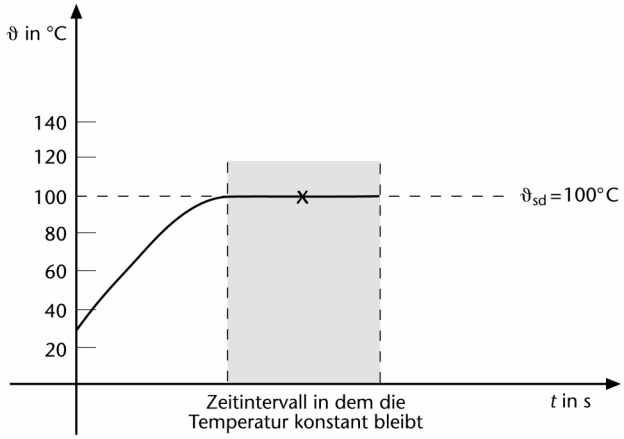
Werkstatt: Schmelz- und Siedetemperatur

Versuche

1 **Schmelzen von Eis**
Bei vorsichtigem Erwärmen lässt sich die Schmelztemperatur gut aus dem Diagramm ablesen. Der Gasbrenner sollte beim Schmelzvorgang in die Hand genommen werden (am Fußrand anfassen) und langsam hin und her bewegt werden.



2 **Sieden von Wasser**
Man verfährt hier analog zu Versuch 1. Man beendet den Versuch, wenn die Temperatur nach 8 bis 10 Messwerten gleich bleibt.



Zusatzinformation

Man kann auch beide Versuche kombinieren, wenn rechtzeitig ein Siedesteinchen in die Flüssigkeit gegeben wird und statt des Reagenzglases ein hohes Becherglas (z. B. 150 ml) benutzt wird. Dann ist die Gefahr des Siedeverzuges gering, vorausgesetzt der Flüssigkeitsstand ist nicht zu hoch.

Schmelzen – Verdampfen und zurück

Aufgaben

1 Ein Stoff ist bei Zimmertemperatur fest, wenn seine Schmelztemperatur über der Zimmertemperatur (20 °C) liegt. Ein Stoff ist bei Zimmertemperatur flüssig, wenn seine Schmelztemperatur unter und die Siedetemperatur über der Zimmertemperatur (20 °C) liegt.
Ein Stoff ist bei Zimmertemperatur gasförmig, wenn seine Siedetemperatur unter der Zimmertemperatur (20 °C) liegt.
Fest sind Schwefel, Blei, Eisen.
Flüssig sind Alkohol, Quecksilber, Wasser.
Gasförmig ist der Sauerstoff.

2 Im Schnellkochtopf baut sich durch den Wasserdampf ein erhöhter Druck auf. Die Siedetemperatur des Wassers steigt dadurch auf 120 °C. Durch die höhere Temperatur wird die „Kochzeit“ für die Kartoffeln verkürzt.

Werkstatt: Löslichkeit

Aufgaben

1 **Die Löslichkeit von Kochsalz in Wasser**

1. In 10 ml Wasser haben sich ca. 3,6 g Kochsalz gelöst.

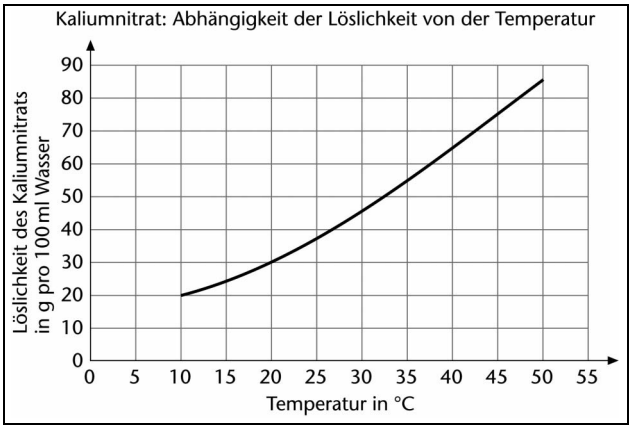
2. In 100 ml Wasser sind etwa 36 g Kochsalz löslich.

2 **Löslichkeit und Temperatur**

1.

Temperatur in °C	**10**	**20**	**30**	**40**	**50**
Masse der gelösten Kaliumnitratportion in g	2	3	4,5	6,5	8,5
Löslichkeit des Kaliumnitrats in g pro 100ml Wasser	20	30	45	65	85

2. Die Löslichkeit des Kaliumnitrats nimmt mit der Temperatur stark zu.



3. Die Löslichkeit des Kaliumnitrats bei 25 °C beträgt etwa 36 g pro 100 ml Wasser.

Zusatzinformation

Wenn man die Löslichkeit von Kochsalz nicht mit reinem Natriumchlorid durchführt, ermittelt man meist eine niedrigere Löslichkeit, weil Speisesalzprodukte, z. B. aus dem Supermarkt, weitere Salze enthalten, die eine Trübung der Lösung hervorrufen und so eine kleinere Löslichkeit des Natriumchlorids vorgeben, meist 28 bis 30 g. Besser geeignet ist Spülmaschinensalz, das Salz ist preiswert und löst sich rückstandsfrei.

Die Löslichkeit – eine messbare Stoffeigenschaft

Aufgaben

1 a) Meerwasser enthält wesentlich mehr Salze als Trinkwasser, die Salzkonzentration von Meerwasser ist viel höher als die von Trinkwasser.

b) Aufgrund der höheren Salzkonzentration ist die Dichte dieses Meerwassers größer als die Dichte der Frau. Ein Körper, der eine kleinere Dichte als Wasser bzw. Salzwasser hat, schwimmt auf dem Wasser.

2 Die Löslichkeit von Sauerstoff (0,0043 g/100 g Wasser) ist größer als die von Stickstoff (0,0019 g/100 g Wasser).

3 Die Löslichkeit von Zucker in Wasser ist sehr groß (204 g/100 g Wasser).
Die zwei Stückchen Würfelzucker wären in einer Tasse Kaffee sehr gut löslich. Es hat nur die Zeit nicht gereicht, dass sich der Zucker vollständig löste. Es handelte sich also nicht um eine gesättigte Lösung.

Zusatzinformation

Der Salzgehalt des Toten Meers beträgt bis zu 33 Prozent, im Durchschnitt rund 28 Prozent. Der Salzgehalt des Mittelmeers liegt bei „nur“ ca. 3 Prozent.

Werkstatt: Wir bestimmen die Dichte

Versuche

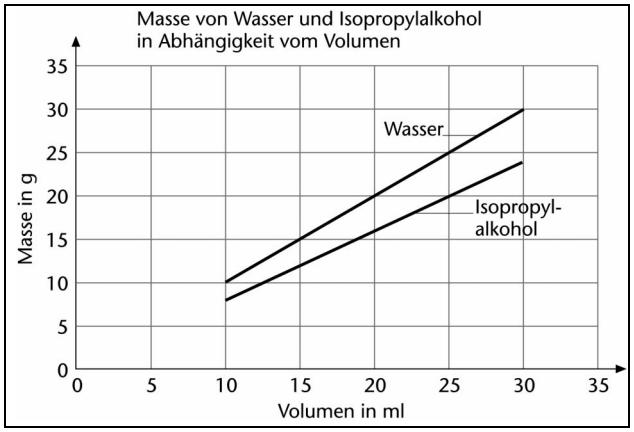
1 **Wir bestimmen die Dichte von Kupfer**
Das Volumen der Einheitswürfel beträgt $V = 1\ cm^3$.
Das Volumen der quadratischen Säule beträgt
$V = 1\ cm \times 1\ cm \times 6\ cm = 6\ cm^3$.
Die Dichte von Kupfer ist $\rho = 8{,}92\ g/cm^3$.

2 **Wir bestimmen die Dichte von Murmeln**
Die Dichte einer Murmel ist etwa $\rho \approx 2\ g/cm^3$.
Die Dichteberechnung bei den Versuchen mit 3, 5 oder 10 Murmeln dürften aufgrund von Messfehlern (speziell beim Ablesen des Volumens) etwas voneinander abweichen.

Aufgabe

3 **Wer hat die größere Dichte?**
1. a) und b)

Volumen	10 ml	20 ml	30 ml
Masse des Wassers	10 g	20 g	30 g
Masse des Isopropyl-alkohols	8 g	16 g	24 g



c) Es ergeben sich zwei Geraden. Die Masse des Wassers bzw. Isopropylalkohols ist proportional zum Volumen.

d) ρ(Wasser) = 1 g/ml, ρ(Isopropylalkohol) = 0,8 g/ml
Wasser hat eine größere Dichte als Isopropylalkohol.

Die Dichte – eine messbare Stoffeigenschaft

Versuch

1 Kubikzentimeter-Würfel sind im Handel erhältlich. Sie können bezogen werden über Aug. HEDINGER GmbH & Co., Chemikalien und Lehrmittel, Postfach 60 02 62, 70302 Stuttgart (Wangen). Einige wichtige Werte zur Dichte lassen sich auch der Tabelle (Bild 3) entnehmen.

Aufgabe

1 V(Koffer) = $L \times B \times H$ = 100 cm x 50 cm x 20 cm = 100 000 cm^3, ρ(Gold) = 19 g/cm^3,
m(Gold) = 100 000 cm^3 x 19 g/cm^3 = 1 900 000 g = 1900 kg = 1,9 t; m(Koffer + Gold) = 1902 kg = 1,902 t
Dieser Koffer lässt sich nur mit einem Kran oder Hubwagen transportieren.

Wässrige Lösungen und Indikatoren

Versuche

1 Versuchsergebnis: Wird schwarzem Tee Zitronensaft zugegeben, dann wechselt die Farbe von Dunkelbraun zu einem hellen Rotbraun oder Gelbbraun

2 Die pH-Werte für Süßwasseraquarien liegen in der Regel zwischen 6,5 und 8,5.

Aufgabe

1 Eine Lösung mit dem pH-Wert pH = 2 ist stärker sauer als eine Lösung mit dem pH-Wert 4. Eine Lösung mit dem pH-Wert pH = 12 ist stärker alkalisch als eine Lösung mit dem pH-Wert pH = 9.

Werkstatt: Tests mit Indikatoren

Versuch

2 **Rotkohlsaft als Indikator**
Rotkohlsaft ist ein Indikator, der nicht nur zwei Farben zeigt. Die Farbskala für Rotkohl als Indikator:

ph-Wert	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Farbe	wein-rot		rosa		violett				grün				gelb	

Aufgabe

2 **Rotkohlsaft als Indikator**

Prüflösung	ph-Wert 1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Zitronensaft			orange											
Essig			orange											
saures Mineralwasser					orangegelb									
dest. Wasser							gelbgrün (siehe Anmerkung 2)							
Kochsalzlösung							gelbgrün (siehe Anmerkung 2)							
Leitungswasser								grün						
Seifenlösung								grün						
Rohrreiniger													blau	

Anmerkung 1: Der Farbzuordnung liegt die Farbskala von Universalindikatorflüssigkeit Unisol 113 der Firma Macherey & Nagel pH 1-13 zugrunde.
Anmerkung 2: Der pH-Wert von mehrfach destilliertem Wasser ist 7. Meist wird „dest. Wasser“ aber durch Ionenaustauscher gewonnen. Dieses weist wegen des noch gelösten Kohlenstoffdioxids meist einen pH-Wert von etwa 5,8 auf.

Werkstatt: Steckbrief von Trinkalkohol

V Versuche

1 **Wie sind Alkohol und Wasser zu unterscheiden**
Zur sicheren Beurteilung durch den Schüler sollte eine nicht zu kleine Menge Alkohol genommen werden. Es reichen Portionen von ca. 15 ml. Diese können im Reagenzglas direkt beim Lehrer abgeholt werden und nach der stofflichen Beurteilung im zweiten Versuch eingesetzt werden.
Versuchsergebnis: Alkohol ist wie Wasser gegen das Licht gehalten eine durchscheinende Flüssigkeit. Je nach Alkoholsorte kann die Farbe zudem zwischen farblos und gelblich variieren. Alkohol ist an seinem typischen Geruch zu erkennen. Je nach Geschmacksempfinden kann dieser mit aromatisch, brennend oder süßlich beschrieben werden.

2 **Welche Dichte hat Alkohol?**
Auch gekaufter „absoluter" Alkohol ist niemals ganz frei von Wasser, weil er sehr hygroskopisch ist. Je nach Alter der Flasche und nach Häufigkeit der Wiederverwendung ist mehr oder weniger viel Wasser enthalten.
In den Schülergruppen werden bei sorgfältiger Arbeit die gleichen Ergebnisse erzielt werden. Ein Kontrollversuch durch den Lehrer sollte die Ergebnisse sichern.
Zur Übersicht ist eine Tabelle mit der Dichte ρ, dem Massenanteil ω und dem Volumenanteil φ aufgeführt.

3 **Brennt Alkohol?**
Ab einem Volumenanteil von etwa 55 % ist Alkohol brennbar.

4 **Wann siedet Alkohol?**
Der Wert von 78 °C wird durch den Schülerversuch gut erreicht, wenn man von gekauftem „absoluten" Alkohol ausgeht.

ρ in g/cm^3	ω in %	φ in %	ρ in g/cm^3	ω in %	φ in %
0,99451	3	3,8	0,90645	54	61,8
0,98955	6	7,5	0,89962	57	64,8
0,98505	9	11,2	0,89271	60	67,7
0,98084	12	14,8	0,88574	63	70,5
0,97687	15	18,5	0,87869	66	73,3
0,97301	18	22,1	0,87158	69	76,0
0,96901	21	25,7	0,86440	72	78,6
0,96483	24	29,2	0,85716	75	81,2
0,96037	27	32,7	0,84985	78	83,8
0,95551	30	36,2	0,84245	81	86,2
0,95038	33	39,6	0,83496	84	88,7
0,94473	36	43,0	0,82729	87	91,0
0,93886	39	46,3	0,81942	90	93,2
0,93272	42	49,5	0,81127	93	95,4
0,92636	45	52,6	0,80280	96	97,4
0,91986	48	55,8	0,79383	99	99,3
0,91322	51	58,8	0,79074	100	100,0

A Aufgabe

Steckbrief Alkohol
Aussehen: farblose, durchscheinende Flüssigkeit
Geruch: (je nach Geschmacksempfinden)
Dichte: 0,79 g/cm^3
Brennbarkeit: leicht brennbar
Schmelztemperatur: -117 °C
Siedetemperatur: 78 °C

Z Zusatzinformation

Die Schmelztemperatur von reinem Alkohol ist - 117 °C. Diese Temperatur kann im Schülerversuch mit einfachen Mitteln nicht bestimmt werden, sie kann nur mitgeteilt werden. Dem Schüler dürfte so deutlich werden, warum (gefärbter) Alkohol in vielen Thermometern eingesetzt wird.

Werkstatt: Den Stoffen auf der Spur

Versuche

1 **Weißen Stoffen auf der Spur: Mit den Sinnen**
Kochsalz: kristallin, kleine Quader und Würfel, geruchlos
Zucker: kristallin, geruchlos
Citronensäure: kristallin, geruchlos

3 **Nachweis der elektrischen Leitfähigkeit**
a) Versuchsergebnis: Bringt man ein Stück Kochsalz in den elektrischen Stromkreis, leuchtet das Glühlämpchen nicht auf. Kochsalz leitet im festen Zustand den elektrischen Strom nicht.

b), c) Versuchsergebnis: Das Glühlämpchen leuchtet auch bei Zucker und Citronensäure nicht.

4 **Weißen Stoffen auf der Spur: Löslichkeit**
Versuchsergebnis: Kochsalz, Haushaltszucker und Citronensäure lösen sich gut in Wasser.

Aufgabe

2 **Weißen Stoffen auf der Spur: Verformbarkeit**
a) Kochsalz: zerspringt, ist spröde

b) Zucker: zerspringt , ist spröde

c) Citronensäure: zerspringt, ist spröde
Diese Stoffe sind nicht wie Metalle verformbar.

Steckbrief Kochsalz

Aussehen	farblos, kristallin
Geruch	geruchslos
Verformbarkeit	spröde, nicht verformbar
Elektrische Leitfähigkeit	im festen Zustand: nein
Löslichkeit in Wasser	ja, gut
Schmelztemperatur	800 °C
Siedetemperatur	1460 °C

Steckbrief: Haushaltszucker

Aussehen	farblos, kristallin
Geruch	geruchslos
Verformbarkeit	spröde, nicht verformbar
Elektrische Leitfähigkeit	im festen Zustand: nein
Löslichkeit in Wasser	ja, gut
Schmelztemperatur	Zucker zersetzt sich beim Erhitzen

Steckbrief: Citronensäure

Aussehen	farblos, kristallin
Geruch	geruchslos
Verformbarkeit	spröde, nicht verformbar
Elektrische Leitfähigkeit	im festen Zustand: nein
Löslichkeit in Wasser	ja, gut
Schmelztemperatur	153 °C
Siedetemperatur	Citronensäure zersetzt sich beim weiteren Erhitzen.

Werkstatt: Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen

Versuche

1 **Ein Duft verteilt sich**
Werden Weihrauchkörner erhitzt, so schmelzen sie. Dabei werden sie zunächst rund. Sie beginnen zu glühen. Gleichzeitig werden sie kleiner und der Geruch von Weihrauch breitet sich nach allen Seiten gleichmäßig aus. Es gibt einen Zeitpunkt, bei dem das Körnchen „verschwunden“ ist. Das Körnchen hat sich in nicht mehr sichtbare Teilchen zerteilt.

2 **Parfüm verschwindet**
Die Überlegungen aus Versuch 1 lassen sich grundsätzlich auch auf Versuch 2 übertragen.
Versuchsergebnis: Parfüm besteht aus kleinsten Parfümteilchen. Verdunstet das Parfüm, haben sich kleinste Parfümteilchen im Raum verteilt.

3 **Öl macht sich breit**
Die Bärlappsporen sind stark ölhaltig. Sie verhindern eine größere Ausbreitung des Ölflecks.
Versuchsergebnis: Öl besteht aus Ölteilchen, Wasser aus Wasserteilchen. Die Ölteilchen haben eine kleinere Dichte als die Wasserteilchen – sie schwimmen auf dem Wasser. Gleichzeitig verdrängen die Ölteilchen die Wasserteilchen, weil sie sich nicht ineinander lösen.

4 **Ein Stoff zerteilt sich**
Ein Körnchen Kaliumpermanganat fällt zu Boden. Violette Schlieren steigen langsam auf. Liegt das Körnchen auf dem Gefäßboden, bildet sich eine gleichmäßig geformte violette Aura aus. Diese breitet sich nach oben und seitlich aus, bis die ganze Flüssigkeit violett gefärbt ist. Da die Teilchen des Kaliumpermanganats die Farbe Violett hervorrufen, muss sich das Körnchen in immer kleinere Teilchen geteilt haben, bis eine vollständige Durchmischung mit den Wasserteilchen erfolgt und die violette Färbung auf Grund der sehr geringen Konzentration der Teilchen des Kaliumpermanganats nicht mehr wahrnehmbar ist.

Zusatzinformation

Zu Versuch 1:
Weihrauch (erhält man in der Apotheke) ist ein harzartiges Produkt und kommt in verschiedenen Farben (rot, grün, gelb) vor. Es lässt sich durch Schüler feststellen, dass an allen Stellen des Raumes der typische Geruch bemerkbar ist. Geht man von einer Körnchengröße (Durchmesser) von 3 mm aus, so lässt sich das Volumen berechnen mit $V = 4/3\ \pi r^3$. Den Klassenraum kann man unterteilen in viele kleine Raumwürfel (z.B. Kubikmillimeter-Würfel). Berechnet man deren Anzahl, hat man gleichzeitig den Teilungsfaktor für das Weihrauchkörnchen bestimmt.

Zu Versuch 4:
Schlieren entstehen durch Konzentrationsgefälle innerhalb von Flüssigkeiten. Sie sind zudem ein Indiz für den Lösungsvorgang. Lässt man den Standzylinder längere Zeit stehen, färbt sich die Lösung von der Oberfläche her leicht bräunlich. Die Oberflächenverfärbung entsteht durch Redoxvorgänge. Dieser Effekt hat aber nichts mit der Teilchenvorstellung zu tun.

Literaturhinweise

Günther Simon: „Kleine Geschichte der Chemie“, Aulis Verlag, Köln

Dämmgen, Keune: „Atomvorstellungen“, Aulis Verlag, Köln

Weinberg, S.: „Teile des Unteilbaren“, Spektrum der Wissenschaft, Heidelberg, 1984

Berr, Pricha: „Beiträge zur Technikgeschichte, Atommodelle“, Schriftenreihe Deutsches Museum, München

Impulse: Modell- und Teilchenvorstellung

Aufgaben

Modell und Wirklichkeit

- Modellautos, Modelleisenbahnen oder Puppenhäuser stellen maßstabsgetreue Verkleinerungen von Realobjekten dar.

- Die äußere Gestalt des Modells stimmt in der Regel mit dem Realobjekt überein. Die Modelle werden aber aus anderen Materialien gefertigt. Modellautos haben z. B. keinen Verbrennungsmotor.

Funktionsmodelle

- Das Modell muss z. B. die Form des zu entwickelnden Autos genau wiedergeben. Das Model muss die gleichen Rundungen und Kanten des Realobjekts aufweisen.

  Das Modell benötigt keinen Motor, kein Getriebe, keine Bremsen, keine Innenausstattung usw.

Was ist wohl das Allerkleinste?

- Schülerinnen und Schüler haben in der Regel schon etwas von „Atomen“ gehört. Es handelt sich aber in der Regel um diffuses passives Wissen, das nicht angemessen angewendet werden kann. Dieses Wissen sollte nicht zurückgewiesen, sondern behutsam genutzt werden.

Demokrit von Abdera

- Es gilt hier, ein großes Meinungs- und Verständnisspektrum zu akzeptieren.
  Der Teilbarkeitsgedanke ist vielen Schülerinnen und Schülern fremd. Häufig äußern sie die Meinung, dass sich Dinge nicht mehr teilen lassen, weil es keine entsprechend kleinen Messer oder Rasierklingen gibt. Der gedankliche Teilungsvorgang muss den Schülerinnen und Schülern nicht aufgedrängt werden. Auf der anderen Seite gibt es Schülerinnen und Schüler, die wissen, dass Atome nicht unteilbare Teilchen sind. Diese Schüler haben schon etwas vom Zerfall von Atomen, den verschiedenen Elementarteilchen gelesen, gesehen oder gehört. Die Idee der Unteilbarkeit der Teilchen lässt sich durch Schülerinnen und Schüler natürlich nicht experimentell überprüfen. Die Unvereinbarkeit der Nichtteilbarkeit mit vielen experimentellen Ergebnissen lassen sich nur auf dem Hintergrund einer entsprechenden Erfahrung gewinnen.

Ein eigenes Modell finden

Die Kartons oder Schachteln sollten möglichst gleich groß sein, um die Versuchsbedingungen vergleichen zu können. In Abänderung der Versuchsanleitung kann man die Kartons auch ohne Beteiligung der Schülerinnen und Schüler vorbereiten.

- Vom Gegenstand in der Schachtel wird eine Vorstellung entwickelt. Da die Schachtel nicht geöffnet werden darf, können die Eigenschaften des Gegenstandes nur durch Handlungen (Drehen, Schütteln, Horchen, Riechen, Wiegen usw.) erschlossen werden. In der Gruppe werden die gefundenen Eigenschaften notiert. Meist machen sich die Schülerinnen und Schüler sehr rasch eine Vorstellung vom Inhalt des Kartons und versuchen den Gegenstand zu benennen. Je mehr Informationen über den Gegenstand gesammelt werden, um so genauer kann das Bild in der Vorstellung werden.

Durch verschiedene Geräusche beim Drehen, Bewegen, Schütteln usw. kann man auf das Material, aus dem der Gegenstand besteht, schließen. Die Ergebnisse hängen sehr stark vom Wissen und den Erfahrungen der Experimentierenden ab.
Bei geschlossenem Karton können beispielsweise keine Angaben über die Farben des Gegenstandes gemacht werden.
Für Schülerinnen und Schüler ist es immer spannend, wenn sie am Ende der Diskussion den Karton öffnen dürfen. Sie können dadurch ihre Vorstellung überprüfen.

Impulse „Modell- und Teilchenvorstellung“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
46	Funktions-modelle	In welchen Ei-genschaften	I							B1
46	Funktions-modelle	Welche Teile	I/II							B1
46	Modell und Wirklichkeit	Wodurch unterscheiden	I							B1
46	Modell und Wirklichkeit	Was haben diese	I / II							B1
46	Was ist das Aller-kleinste?	Gibt es nicht	II					K2		B3
47	Demokrit von Abdera	Was haltet ihr	II	F1.2		E2 E5		K1 K2 K3 K10		
47	Demokrit von Abdera	Sind alle Dinge	II	F1.2 F1.3 F1.5				K1 K2 K9		B1 B3
47	Ein eigenes Modell finden	Lege zu Hause	I/II			E1 E2		K6		B3
47	Wir sind Künstler	Probiere es	I/II	F1.2 F1.3 F1.4 F1.5		E2		K4		

Das Kugelteilchen-Modell

V Versuche

1 Der mit Helium gefüllte Ballon verliert langsam an Volumen. Heliumteilchen diffundieren durch die Poren der Hülle. Mit zunehmender Volumenverringerung werden auch die Hüllenporen des Ballons kleiner. Damit können weniger Heliumteilchen durch die Hülle treten. Nach einiger Zeit bleibt das Volumen relativ konstant.
Im Vergleich Heliumgas/Sauerstoffgas sieht man, dass bei sonst konstanten Bedingungen der mit Helium gefüllte Ballon schneller an Volumen verliert. Die Sauerstoffteilchen sind größer als die Heliumteilchen und dringen daher langsamer durch die Poren der Ballonhülle. Der mit Sauerstoff gefüllte Ballon wird mit der Zeit kleiner. Das Volumen bleibt bei einer bestimmten Größe relativ konstant.

2 Hier sieht man gut, gegen das Licht betrachtet, die Ausbildung einer Grenzschicht zwischen zwei Flüssigkeiten. Das Volumen ist zunächst – vorsichtiges Mischen vorausgesetzt– gleich 100 ml. Erst nach intensivem Mischen verringert sich das Volumen. Die Masse dagegen bleibt konstant. Dieser scheinbare Widerspruch einer Versuchsbeobachtung kann dann erklärt werden, wenn man annimmt, dass beide Stoffe aus unterschiedlich großen „kleinsten“ Teilchen aufgebaut sind. Die kleineren Wasserteilchen „rutschen“ in die Lücken der größeren Alkoholteilchen. Damit sind Massenkonstanz und Volumenkontraktion erklärt.

A Aufgabe

1 Der mit Helium gefüllte Ballon verliert langsam an Volumen, weil die Heliumteilchen durch die Poren der Ballonhülle diffundieren.

Z Zusatzinformation

Da die Volumenkontraktion schnell eintritt, kann man annehmen, dass die Teilchen kugelförmig sind. Stellt man sich die Teilchen aus anderen geometrischen Körpern wie Würfeln oder Prismen aufgebaut vor, so muss man wesentlich länger schütteln (mischen), um eine Volumenkontraktion zu erreichen.
Welche Teilchen von beiden die größeren sind, muss vorgegeben werden. Unter der Annahme von kovalenten Radien kann man durch eine maßstabgerechte Zeichnung zeigen, dass die Alkoholteilchen (Alkoholmoleküle) größer sind als die Wasserteilchen (Wassermoleküle).
Der Versuch ist lediglich als Bestätigungsexperiment geeignet, weniger als Einstiegsexperiment in den Teilchenbegriff. Begründung: Die Volumenkontraktion ist nur durch eine didaktische Reduktion mit unterschiedlich großen Teilchen erklärbar. Es ist vielmehr so, dass die monomeren Alkoholmoleküle in die Clusterstruktur des Wassers eindringen und diese Struktur durch Wechselwirkungskräfte langsam zerstören. Die dabei frei werdende Energie kann man als Temperaturerhöhung messen.

Teilchen bewegen sich

Aufgabe

1 Zunächst sinkt der Zuckerwürfel auf den Boden des Becherglases (a). Dann beginnen die Zuckerteilchen sich aus dem Würfel zu lösen (b). Herausgelöste Zuckerteilchen verteilen sich zwischen den Wasserteilchen. Die Auflösung schreitet von außen nach innen fort (c). Zum Schluss haben sich alle Zuckerteilchen gleichmäßig im Wasser verteilt (d).
Die Verteilung der Zuckerteilchen zwischen den Wasserteilchen beruht auf der Eigenbewegung der kleinsten Teilchen.

Werkstatt: Simulation einer Dialyse

Versuch

Häufig ist es etwas schwierig, den sehr dünnen Dialyseschlauch zum Einfüllen der Lösungen zu öffnen. Es bietet sich an, das Ende des Schlauches kurz in Wasser zu halten. Dieses führt zu einem Aufquellen des Schlauches. Durch Reiben des gequollenen Schlauches zwischen den Fingern lässt sich dieser jetzt leichter öffnen.

Aufgabe

Die Kaliumpermangant-Teilchen sollen die Salze und den Harnstoff darstellen, da sie den Dialyseschlauch passieren können. Die Tusche-Teilchen sollen die Blutkörperchen darstellen, da sie den Dialyseschlauch nicht passieren können.

Zusatzinformation

Bezugsquelle für Dialyseschlauch: Aug. HEDINGER GmbH & Co., Heiligenwiesen 26, 70327 Stuttgart.

Aggregatzustände und Teilchenmodell

Aufgaben

1 Bei einer brennenden Kerze besteht der Kerzenkörper aus festem Wachs, unterhalb der Flamme liegt in einer Vertiefung geschmolzenes Wachs vor. Geschmolzenes Wachs steigt im Docht auf, an der Dochtspitze tritt gasförmiges Wachs aus und verbrennt zusammen mit dem Sauerstoff der Luft. Im festen Wachs liegen die Teilchen geordnet nebeneinander, sie bewegen sich nur sehr wenig, die Abstände zwischen den Teilchen sind klein. Durch die bei der Verbrennung des gasförmigen Wachses frei gewordene Wärme schmilzt das Wachs. Die Teilchen bewegen sich heftiger, die Anziehungskräfte wirken sich schwächer aus, die regelmäßige Anordnung bricht zusammen, die Teilchen können aneinander vorbeigleiten. Wird das Wachs gasförmig, bewegen sich die Teilchen frei und regellos um den Docht, die Anziehungskräfte wirken sich wenig oder gar nicht mehr aus.

2 Im Trockeneis liegen die Kohlenstoffdioxidteilchen geordnet nebeneinander vor. Durch die Wärmeenergie, die von der Luft des Zimmers auf das Trockeneis übergeht, wird die Bewegung der Teilchen an der Oberfläche des Trockeneises so heftig, dass die Anziehungskräfte überwunden werden und die Kohlenstoffdioxidteilchen den Teilchenverband überwinden.

Schlusspunkt

Aufgaben

1 Elektrische Leitfähigkeit: Stromquelle, Materialien zum Aufbau eines Stromkreises (Krokodilklemmen, Experimentierkabel),Verbraucher (Lämpchen, Motor); evtl. Stromstärkemessgerät und Spannungsmessgerät (Multimeter).
Dichte: Waage, Messzylinder, evtl. Überlaufgefäß oder Aerometer.
Brennbarkeit: Zündquelle, Luft.

2 a) Wasser: farblose Flüssigkeit, geruchlos, t_{sm} = 0 °C, t_{sd} = 100 °C, Dichte ca. 1 g/cm^3

b) Blei: dunkelgrau glänzend, relativ weich, elektrisch leitfähig, Wärmeleiter, verformbar, Dichte: 11,4 g/cm^3, t_{sm} = 327 °C, t_{sd} = 1740 °C

c) Eisen: grau glänzend, relativ hart, elektrisch leitfähig, verformbar, gute Wärmeleitfähigkeit, magnetisch, Dichte: 7,87 g/cm^3, t_{sm} = 1535 °C, t_{sd} = 2750 °C

d) Iod: etwas wasserlöslich, schwarz glänzend, sublimiert (violette, gesundheitsschädliche Dämpfe), elektrisch leitfähig, Dichte: 4,93 g/cm^3, t_{sm} = 113 °C, t_{sd} = 184 °C

3 Geordnet nach steigender Dichte: Wasser, Aluminium, Eisen, Blei, Gold.
Geordnet nach steigender Siedetemperatur: Wasser (100 °C), Blei (1740 °C), Aluminium (2467 °C), Eisen (2750 °C), Gold (3080 °C)

4 Durch Erwärmen entsteht aus festem Iod violetter Ioddampf. Den Übergang von fest zu gasförmig nennt man Sublimieren. Am kalten Uhrglas wird der Ioddampf zu festen Iodkristallen. Den Übergang von gasförmig zu fest bezeichnet man als Resublimieren.
Im Feststoff Iod sind die Teilchen regelmäßig angeordnet. Sie bewegen sich nur sehr wenig, die Abstände zwischen ihnen sind sehr klein. Zwischen den Teilchen wirken starke Anziehungskräfte, die dafür sorgen, dass der Feststoff zusammenhält. Im gasförmigen Zustand bewegen sich die Teilchen frei und ungeordnet; die Teilchen haben einen großen Abstand zueinander. Die Anziehungskräfte wirken sich nicht oder nur schwach aus.

5 a) Schmelzen

b) Sublimieren

c) Erstarren

d) Kondensieren

6 Blei: Volumen messen (z. B. im Messzylinder mit Wasser durch Verdrängung), Masse bestimmen (wiegen), Dichte berechnen.
Alkohol: Volumen messen (10 ml im Messzylinder abmessen), Masse bestimmen (wiegen), Dichte berechnen.

7 Gold lässt sich am besten verformen, es lässt sich sogar zu ganz dünnen Schichten (Blattgold) auswalzen.

8 Material: Kochsalz, Wasser, Becherglas, Spatel, Waage
Versuchsbeschreibung: Wiege 100 g Wasser in einem Becherglas ab. Gib portionsweise unter Rühren abgewogene Kochsalzportionen hinzu, bis sich auch unter Rühren kein Kochsalz mehr löst. Berechne aus der Masse der zugegebenen Salzportion, wie viel g Kochsalz sich in 100 g Wasser gerade noch lösen (Löslichkeit).
Versuchsbeobachtung: Es lassen sich 36 g Kochsalz in 100 g Wasser lösen. Wird mehr Kochsalz gelöst, bleibt ein unlöslicher Rest (Bodensatz) zurück.
Auswertung: Die Löslichkeit beträgt 36 g Kochsalz in 100 g Wasser.

9 Günstige pH-Bereiche für
Birke, Tanne: pH 5 bis 6,
Kiefer, Fichte: pH 5,5 bis 6,5,
Buche, Kastanie: pH 6 bis 8,
Heidelbeere: pH 3,5 bis 5,
Brombeere: 6 bis 7.5,
Erdbeere: 7 bis 8.

10 Die Dose mit Cola light schwimmt an der Oberfläche, die andere Coladose ist auf den Boden gesunken.
Da das Volumen beider Dosen gleich ist, müssen sich die beiden Dosen in ihrer Masse unterscheiden. Cola light weist Süßstoffe anstelle des Zuckers (Saccharose) auf. Die Masse der Süßstoffe ist wesentlich kleiner als die des Zuckers vergleichbarer „Süßkraft“.

11 Es existiert ein reales Original. Von diesem wird ein detailgetreues Abbild geschaffen. Anders verhält es sich bei den Modellen in der Chemie. Hier gibt es kein zugängliches Original. Chemische Modelle sind vielmehr Vorstellungs- und Erklärungshilfen.

12 Ein Dummy bildet in bestimmten Funktionen ein mehr oder weniger gutes Abbild von einem Menschen ab.
z. B. sollen die Größe, das Gewicht und der Bewegungsablauf eines Menschen nachempfunden werden. Mit zunehmender Entwicklung computergesteuerter Simulationstechnik werden Dummys immer originalgetreuer.

13 Original: lebender Vogel, ausgestopfter Vogel
Abbild: Foto eines Vogels
Erklärungshilfe: Vogelskelett, Scherenschnitt

14 a) Der obere Würfel stellt den festen, der mittlere den flüssigen und der untere den gasförmigen Zustand dar.

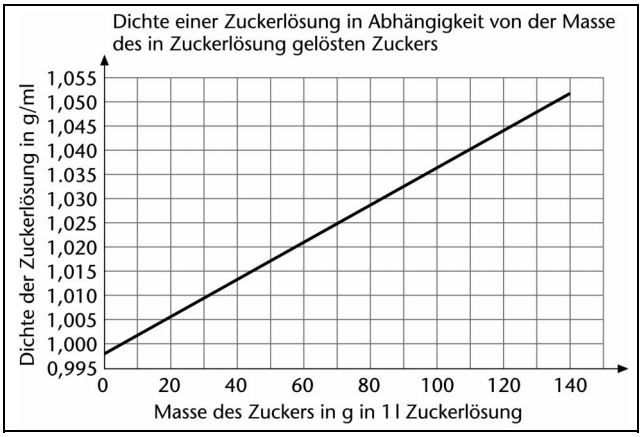
b) fester Zustand: regelmäßige Anordnung der kleinsten Teilchen, Abstand der Teilchen klein (Teilchen berühren einander);
flüssiger Zustand: kleine unregelmäßige Teilchengruppen, Abstand größer als im festen Zustand;
gasförmiger Zustand: einzelne Teilchen, der zur Verfügung stehende Raum wird eingenommen, großer Abstand zwischen den Teilchen (großer „leerer Raum“).

Komplexe Aufgabe „Masse des Zuckers“

1 a, b, c) Die Masse des Zuckers wird durch die Bestimmung der Dichte von Cola ermittelt. Da das in frischer Cola gelöste Kohlenstoffdioxid, die Kohlensäure, auch die Dichte beeinflusst, muss das Kohlenstoffdioxid zunächst entfernt werden. Dazu schüttet man die Cola in eine Kunststoffschüssel und rührt längere Zeit mit dem Haushaltsmixer.
Anschließend füllt man den 100-ml-Messkolben, den man vorher gewogen hat, mit der Cola ohne Kohlensäure.
Der Messkolben mit 100 ml Cola wird gewogen. Die Masse der Cola ergibt sich aus der Differenz der beiden Wägungen:
m(100 ml Cola ohne Kohlensäure) = m(100 ml Cola ohne Kohlensäure + Messzylinder) - m(Messzylinder)
ρ(Cola ohne Kohlensäure) = m(100 ml Cola ohne Kohlensäure) / 100 ml

d, e) Im Schülerversuch erhält man eine Diche ρ(Cola ohne Kohlensäure)$\approx$ 1,04 g/ml. In 1 l Cola sind ca. 110 g Zucker gelöst.

Hinweis
Es ist sinnvoll die Tabelle grafisch auswerten zu lassen und die Masse des Zuckers in g in 1 l Zuckerlösung mithilfe der Dichte aus der Grafik ablesen zu lassen bzw. grafisch zu bestimmen.



Schlusspunkt „Stoffe, Teilchen, Eigenschaften“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
56	1		I	F1.1						
56	2		I	F1.1						
56	3		I	F1.1				K1		
56	4		I	F1.2 F2.2				K4		
56	5		I	F1.1						
56	6		II	E2				K4		
56	7		I/II	F1.1 F2.3						
56	8		I			E2		K1		
56	9		I							
57	10		II							B3
57	11		II					K5		B3
57	12		II					K5		B3
57	13									
57	14	a, b	I	F2.2						
57	komplexe	1	III			E2 E3 E5		K4		

Trennen und Mischen

Startpunkt

Aufgabe

1 Weitere Trennvorgänge sind z. B.: Geschirr spülen oder Wäsche waschen(Verunreinigungen werden abgetrennt), Föhnen (Wasser wird vom Haar getrennt) oder das Ausbürsten von Kleidungsstücken (Schmutz wird abgetrennt).

2 Zum Mischen eines Kuchenteigs ist eine Küchenmaschine geeignet.

Werkstatt: Je nach Geschmack

Aufgaben

1 **Müslimischung**

1. Handelsübliche Müslipackungen können folgende Bestandteile enthalten: Weizen-, Gerste- und Haferkornflocken, Leinsaat, Rosinen ungeschwefelt, Sonnenblumenkerne, Sojaschrot, Weizenvollkornbällchen, Weizenkeime. Ein Früchtemüsli kann getrocknete Äpfel, Bananen, Mango, Papaya, Datteln oder Cocos-Chips enthalten. Nussmüsli-Mischungen werden oft noch Haselnusskerne oder gehobelte Mandelkerne zugefügt.

2. –

2 **Früchtetee aus dem Beutel**

1. Je nach Früchtetee können folgende Bestandteile erkannt werden: Hibiskus, Wildapfel, Hagebutten, Orangenschalen, Zitronenschalen, Holunderbeeren.

3 **Brausepulver unter der Lupe**

1. Brausepulver kann beispielsweise folgende Zutaten enthalten: Zucker, Säuerungsmittel, Weinsäure bzw. Citronensäure, Natriumhydrogencarbonat, Süßstoff, Natriumcyclamat und Saccharin, Aroma, Farbstoffe.

2. Weinsäure bzw. Citronensäure schmecken sauer, Zucker schmeckt süß, Natriumhydrogencarbonat (Natron) schmeckt unangenehm seifig und prickelt auf der Zunge. Aus Natriumhydrogencarbonat entwickelt sich unter Zugabe von Säure Kohlenstoffdioxid.

Werkstatt: Soßen selbst gemacht

Aufgabe

1 **Essig und Öl**

1. Die Auswertung der Versuche erfolgt in einer Tabelle:

Gemisch	Aussehen im Reagenzglas	Beobachtung
a) Essig und Wasser	Klare Lösung	Essig und Wasser sind in jedem Verhältnis mischbar, es entsteht eine Lösung
b) Speiseöl und Wasser	Schichtenbildung, Emulsion	Speiseöl ist nicht in Wasser löslich. Beim Schütteln entsteht eine Emulsion, die sich wieder entmischt
c) Essig und Speiseöl	Schichtenbildung, Emulsion	Speiseöl löst sich nicht in Essig. Durch Rühren oder Schütteln entsteht eine Emulsion
d) Wasser und Salz	Klare Lösung	Salz löst sich in Wasser, es entsteht eine Lösung
e) Essig und Salz	Klare Lösung	Salz löst sich in Essig, da Essig etwa 5 % Essigsäure und viel Wasser enthält
f) Speiseöl und Salz	Keine Veränderung	Salz löst sich nicht in Speiseöl, die Salzkörnchen bleiben unten im Glas liegen

2. Beispiel für Zutaten: 5 Esslöffel Apfelessig, 5 Esslöffel Wasser , Salz, weißer Pfeffer, 5 Esslöffel Öl. Essig, Salz und Pfeffer verrühren, das Speiseöl zufügen und mit der Gabel unterrühren.

2 **Öl und Wasser und Ei**

1. Beim Mischen von Wasser, Öl und Eigelb entsteht eine stabile Emulsion. Eigelb wirkt als Emulgator. Aus Speiseöl, Eigelb, Wasser bzw. Essig und Gewürzen wird Majonäse hergestellt.

3 **Milch und Pulver**

1. Beispiel für die Inhaltsangabe auf einer Packung mit Vanille-Geschmack. Zucker, Dextrose, modifizierte Stärke, Verdickungsmittel, Kochsalz, Aroma Vanillin, Farbstoff. Den Schülerinnen und Schülern bekannt ist Zucker als Reinstoff. Stärke ist kein einheitlicher Stoff. Stärkekörner enthalten Amylopektin und Amylose.

2. Modifizierte Stärke dient als Dickungsmittel, Dextrose als Fruchtzucker zum Süßen, Vanillin ist ein Aromastoff.

Stoffgemische und Reinstoffe

Aufgaben

1 Reinstoffe: Aluminiumfolie, Goldkette, Eisenschraube, Kupferblech.
Stoffgemische: Meerwasser, Mineralwasser, Apfelsaft, Milch, Holzleim, Spülmittel, Tee

2 a) Emulsion
b) Lösung
c) Feststoffgemisch
d) Suspension

3 Mineralwasser: Wasser, Kohlensäuregas (Kohlenstoffdioxid)
Kirschwasser: Wasser, Alkohol, Aromastoffe
Kochsalzlösung: Kochsalz, Wasser
Nebel: Luft, Wasser(tröpfchen)
Rauchwolke: Luft, Staub (oder Asche)
Milch: Wasser, Fett(tröpfchen)

Versuche

1 Versuchsergebnis: Bei der Gartenerde sind zahlreiche unterschiedliche Bodenbestandteile wie Sand, Kies, erdige Bestandteile, Wurzelteile usw. zu erkennen. Beim Granitgestein sind drei unterschiedliche Bestandteile zu erkennen: rötlicher Feldspat, weiß glänzender Quarz und schwarzer Glimmer. Beim Brausepulver sind in der Regel drei Bestandteile zu erkennen: Zuckerkristalle, Citronensäurekristalle und Farbstoffpartikel.

2 Versuchsergebnis: Weder unter der Lupe noch unter dem Mikroskop sind Bestandteile zu erkennen. Es ist eine Lösung entstanden.

3 Versuchsergebnis: Bei Kalk mit Wasser bildet sich zunächst eine milchig aussehende Suspension (heterogenes Stoffgemisch: fest-flüssig). Nach kurzer Zeit setzen sich die festen Kalkpartikel am Boden ab.
Bei Öl mit Wasser sind zunächst Öltröpfchen in Wasser gelöst. Es bildet sich eine Emulsion (heterogenes Stoffgemisch: flüssig-flüssig). Nach kurzer Zeit erfolgt eine Entmischung (Öl schwimmt oben).

Trennen und Mischen

Werkstatt: Einfache Trennverfahren

Aufgaben

1 **Studentenfutter auslesen**

1. Die Bestandteile lassen sich nach Form, Farbe, Geruch und Aussehen unterscheiden. Geschmacksproben dürfen nur nach ausdrücklicher Anweisung/Erlaubnis der Lehrerin oder des Lehrers durchgeführt werden.

2 **Das muss wieder auseinander**

1. a) Nudeln im Salzwasser: Sieben

   b) Tee und Teeblätter: engmaschiges Sieb oder Tee/Kaffeefilter

   c) Sand und Kies: Siebe mit verschiedener Maschenweite

4. Nudeln absieben, Wasser eindampfen und das Salz zurückgewinnen, Nudeln mit einer entsprechend kleinen Salzmenge wieder aufsetzen

3 **Absetzen lassen und abgießen**

1. Durch Absetzen lassen und Abgießen lassen sich kaum reine Flüssigkeiten gewinnen. Die abgegossene Flüssigkeit ist im Vergleich zu Wasser meist noch leicht trüb. Zur Verbesserung des Ergebnisses bietet sich das Filtrieren an.

Werkstatt: Wir filtrieren und dampfen ein

Versuche

1 **Wir filtrieren Schmutzwasser**

Das Falten des Filterpapieres sollte mehrfach geübt werden, da diese Technik im späteren Chemieunterricht häufig genutzt wird.
Versuchsergebnis: Je nach verwendeter Erde kann der Reinigungserfolg sehr unterschiedlich ausfallen. Die meisten Stoffe bleiben jedoch im Filterpapier hängen.

2 **Eindampfen**

Das Tragen von Schutzbrillen sollte beim Eindampfen der Salzlösung auf jeden Fall verpflichtend gemacht werden, da auch bei sorgfältiger Versuchsdurchführung nicht ausgeschlossen werden kann, dass kurz vor dem Beenden des Versuches Salzkristalle aus der Porzellanschale herausspringen und ggf. in das Auge gelangen können. Da ferner die Gefahr gegeben ist, sich an den heißen Salzkristallen zu verbrennen, sind die Schüler auf diese Gefährdung aufmerksam zu machen.
Versuchsergebnis: Beim Betrachten mit der Lupe finden sich würfelförmige Kristalle, die für Kochsalzkristalle typisch sind.

Werkstatt: Was Filter leisten können

Aufgaben

1. Die Farbstoffe (Lebensmittelfarben) der Schokolinsen lösen sich rasch in Wasser. Wird die Farbstofflösung durch einen Papierfilter filtriert, erhält man eine farbige Lösung, die Feststoffanteile bleiben im Filter. Am Rundfilterpapier sieht man Farbstoffspuren. Der Aktivkohlefilter hält auch die Farbstoffe zurück, es entsteht ein klares, farbloses Filtrat. Aktivkohle ist von poröser Struktur mit großen inneren Oberflächen, an denen die Farbstoffe haften blieben und sich anreichern. Die Farbstoffe werden adsorbiert.

2. Aktivkohle wird zur Entfernung unerwünschter oder schädlicher Farbstoffe, Geruchs- und Geschmacksstoffe aus Gasen, Dämpfen und Flüssigkeiten verwendet. Aktivkohlefilter werden z.B. zur Entfernung von Chlor und Ozon aus Wasser (Süß- und Meerwasseraquarien, Schwimmbadwasser), zur Reinigung von Trinkwasser und Abwasser, zur Adsorption von Giftstoffen im Magen-Darm-Trakt (Medizintechnik), in Dunstabzugshauben und Friteusen, in Zigarettenfiltern, beim Chemisch-Reinigen, in Gasschutzmasken, zur Luftreinigung und Rückgewinnung wertvoller Lösungsmittel (Kunstharz-, Lack-, Chemie- und Metallindustrie) eingesetzt.

   Aktivkohle hat eine äußerst poröse Struktur. Ein Gramm Aktivkohle weist eine Oberfläche zwischen 500 und 1500 m^2 auf. An dieser großen Oberfläche können sehr viele Teilchen haften bleiben, sodass die Filterwirkung von Aktivkohlefiltern gegenüber anderen Filtermaterialien (z. B. Papierfiltern) erheblich besser ist.

Werkstatt: Trinkwasser aus Meerwasser

Versuche

1 **Meerwasser herstellen**
Bei dem im Versuch hergestellten „Meerwasser“ handelt es sich um ein Modellwasser. Im Meerwasser sind außer Natriumchlorid auch noch andere Salze (z. B. Magnesiumchlorid, Calciumchlorid, Magnesiumsulfat) gelöst. Für das Eindampfen der Lösung spielen diese Salze aber keine Rolle.

2 **Süßwasser aus Meerwasser**
Beim Halten der Glasplatte muss auf Verbrennungsgefahr geachtet werden (Glasplatte mit Reagenzglashalter festhalten). Die Glasplatte muss so gehalten werden, dass das kondensierte Wasser über eine Ecke abtropfen kann.

Aufgaben

3 **Kühlung durch Kaltluft**
Bei der Messung der Leitfähigkeit stellt man fest, dass das Kondenswasser im Gegensatz zum Meerwasser nicht elektrisch leitend ist. Die Stoffe, die für die elektrische Leitfähigkeit des Meerwassers verantwortlich sind, müssen beim Verdampfen zurückgeblieben sein.

4 **Im Kühlbad**
Den besten Erfolg erzielt man durch Kühlung im Kühlbad; beim Auffangen des Kondenswassers mit der Glasplatte geht am meisten Wasserdampf verloren. Diese Kühlmethode ist deshalb am wenigsten geeignet.

Stofftrennung durch Chromatografieren

Versuche

1 Versuchsergebnis: Das im Versuch angefertigte Chromatogramm zeigt deutlich, dass die gefälschte Ziffer nachträglich eingefügt wurde. Obwohl auch diese Ziffer zunächst in gleichem Schwarz erscheint, zeigt das Chromatogramm durch einen andersartigen Farbverlauf eine andere Zusammensetzung an. Werden schwarze Filzschreiber unterschiedlicher Marken verwendet, kann davon ausgegangen werden, dass die Farben auch aus unterschiedlichen Mischungen bestehen. Bei der Versuchsdurchführung ist darauf zu achten, dass wasserlösliche Filzstifte verwendet werden. Im anderen Fall müsste ein anderes Fließmittel (z. B. Butanol) verwendet werden.

2 Je nach verwendeter Farbe erhält man unterschiedliche Ergebnisse. Monchrome Farben (z. B. Gelb) lassen sich nicht zerlegen, polychrome Farben (z. B. Braun) lassen sich durch Chromatografie in ihre Bestandteile zerlegen.

Trennen und Mischen

Impulse: Wertstoff-Trennung

A **Aufgabe**

Müll – ein Gemisch, das niemand will
Die Berechnung des jährlichen Müllaufkommens pro Person kann im Unterricht Anlass geben, das Prinzip: „Vermeiden – Vermindern – Verwerten“ zu besprechen. Kennt ein Schüler das Müllvolumen, das er selbst produziert, wird er eher sensibilisiert sein, sich mit dieser Thematik auseinanderzusetzen.

- Als Beispiel kann folgene Modellrechnung dienen: Eine 240 l Mülltonne ist zu zwei Drittel gefüllt, d. h. es sind 160 l Müll angefallen. Dann beträgt das jährliche Müllvolumen: 160 l x 52 = 8320 l. Dieses Jahresvolumen muss dann noch auf die Anzahl der am Haushalt beteiligten Personen umgerechnet werden.

Wir trennen die Stoffe aus einem Wertstoff-Sack
- Das Trennen der einzelnen Stoffe kann z. B. durch Auslesen mit der Hand erfolgen; leichte Stoffe (z. B. Kunststoffe) lassen sich durch Flotation (Aufschwimmen auf Wasser oder einer geeigneten Lösung) oder mithilfe eines Gebläses (Föhn) abtrennen. Gegenstände aus Eisen können mithilfe eines Magneten (Magnettrennung) abgetrennt werden.

- Die wichtigsten Verfahren zur Beseitigung des Restmülls sind heute die Deponierung und die Müllverbrennung.

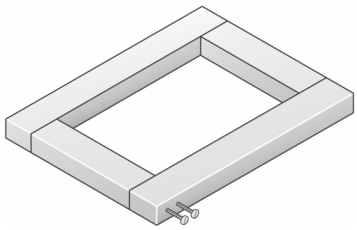
- Mit der Deponierung können jedoch Grundwasserbelastungen (durch Sickerwasser), mit der Müllverbrennung Luftbelastungen durch Schadstoffausstoß verbunden sein.

Glas – ein Wertstoff mit hoher „Recyclingquote“
- Beim Sammeln von Altglas ist darauf zu achten, dass die Gläser getrennt nach Farben den Sammelcontainern zugeführt werden (z. B. Weiß-, Grün- und Braunglas). Ferner ist darauf zu achten, dass keine Bestandteile, die nicht aus Glas sind (z.B. Verschlüsse aus Metall oder Kunststoff, Korken) in den Glascontainer gelangen. Um Lärmbelästigungen zu vermeiden, müssen beim Einwerfen der Gläser in den Container bestimmte Uhrzeiten beachtet werden. Hinweise hierzu befinden sich an den Sammelstellen.

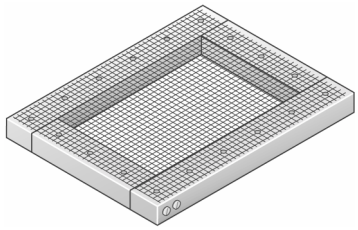
- Das Recyceln von Altglas ist gegenüber Kunststoffen oder Metallen einfacher, weil Gläser sortenreiner vorliegen, also nicht in unterschiedlichen Zusammensetzungen.

Recyclingpapier selbst gemacht
- Geräte und Materialien zur Herstellung von Recycling-Papier: Zeitungen (Altpapier), Schüssel oder Eimer, Holzleisten zur Herstellung von Formen- und Siebrahmen, Fliegendraht, Nägel und Schrauben, Wäscheseil, Tücher oder Küchenkrepp, Holzplatten, Wäscheklammern, evtl. ein Bügeleisen.

- Vorgehensweise zur Herstellung von Recyclingpapier:
  a) Herstellung eines Schöpfrahmens: Der Schöpfrahmen besteht aus zwei gleich großen Rahmen, dem Sieb- und dem Formenrahmen. Dazu werden aus Holzleisten zwei gleich große Rahmen gefertigt, z. B. mit einem Innendurchmesser von 21 cm x 15 cm (DIN-A5-Format).



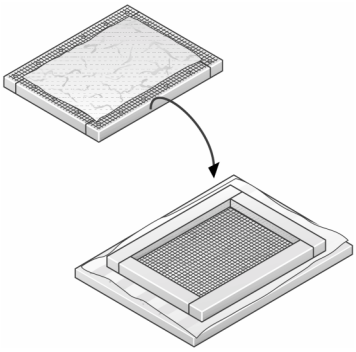
Der Siebrahmen wird mit einem engmaschigen Drahtnetz (Fliegendraht) versehen. Dieser wird mit Schrauben oder Nägeln auf dem Formenrahmen befestigt oder mithilfe eines Tackers befestigt.



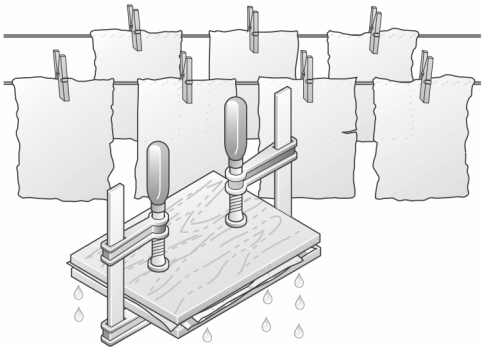
  b) Herstellung eines Papierbreis: Alte Papierzeitungen werden in möglichst kleine Stücke zerrissen und in einem Eimer mit Wasser über Nacht eingeweicht. Mithilfe eines Rührers wird das eingeweichte Papier zu einem Brei verarbeitet.

  c) Papierschöpfen: Der Formenrahmen wird über den Siebrahmen gelegt und durch den Papierbrei gezogen. Zuvor wird der Papierbrei noch einmal aufgerührt. Beim Papierschöpfen muss eine dünne, aber geschlossene Faserschicht entstehen.

d) Herstellung von Rohpapier: Der Formenrahmen wird vom Siebrahmen getrennt und die Papierfaserschicht vorsichtig auf ein Tuch oder auf Küchenkrepp gedrückt.



e) Pressen und Trocknen
Das noch nasse Recyclingpapier wird zwischen zwei trockene Tücher gelegt und dann mithilfe von Brettern und Schraubzwingen fest zusammengepresst. Zum Trocknen werden die Papierbögen an einer Wäscheleine aufgehängt. Sollte das Papier noch wellig sein, kann es mit einem Bügeleisen glattgebügelt werden



- Das selbst hergestellte Recyclingpapier kann leichter zerreißen (geringere mechanische Festigkeit) und ist dunkler gefärbt. Die Papierstärken sind sehr unterschiedlich.

- Die Druckerschwärze wird durch De-Inking-Verfahren (von engl. ink; Tinte, Druckfarbe) entfernt. Dabei werden Druckerschwärze und andere Farbpigmente aus dem Papier abgetrennt.

- Produkte aus Altpapier: Schulhefte, Schreibpapier, Kopierpapier, Verpackungen, Notizblöcke, Pappartikel.

Metalle und Kunststoffe aus Haushalt und Altfahrzeugen

- Metallabfälle im Haushalt sind z. B. Konservendosen, Getränkedosen, Metalldeckel (Verschlüsse), Rasierklingen, Aluminiumfolie und Altgeräte (Kühlschränke, Waschmaschinen, IT-Geräte, Gartengeräte, elektrische Kleingeräte wie Toaster, Fön oder Rasierapparat).

- Altgeräte z. B. können entweder in den Rohstoffkreislauf zurückgeführt (stoffliches Recycling) oder auch nach Instandsetzung wiederbenutzt werden. Andere metallische Abfälle (Konservendosen, Folien) können stofflich verwertet werden.

- Ein großer Teil an metallischen Abfällen fällt beim Altfahrzeug-Recycling an, da ein Fahrzeug zu etwa 60 % aus Stahl und Eisen besteht. In Deutschland werden jährlich über 3 Millionen Autos verschrottet. Beim Altfahrzeug-Recycling werden zunächst alle Betriebsflüssigkeiten (Benzin- und Ölreste, Brems- und Kühlflüssigkeiten) restlos entfernt. Nach diesem Vorgang, dem so genannten Trockenlegen, werden verwertbare Aggregate wie Motoren, Getriebe, Pumpen und Anlasser demontiert. Besondere Beachtung wird dabei den Katalysatoren geschenkt. Eine Tonne Katalysatorschrott enthält 1,5 kg Platin und 0,3 kg Rhodium. Im nächsten Schritt werden alle Nichtmetalle (Glas, Gummi, Kunststoffe) aus dem Fahrzeug entfernt. Anschließend wird die Karosserie zur Rückgewinnung der Metalle in einer Shredderanlage zerkleinert.

- Viele Kunststoffprodukte wie Plastiktaschen, Klarsichtfolien, Jogurtbecher und andere Kunststoffverpackungen sind grundsätzlich wiederzuverwerten. Da viele Kunststoffe in der Regel sehr preiswert sind, Kunststoffabfälle jedoch stark verunreinigt sind oder in unterschiedlichen Gemischen vorliegen, wird die Wiederverwertung häufig aus wirtschaftlichen Gründen abgelehnt, insbesondere weil der Energieaufwand beim Kunststoffrecycling recht hoch ist. Teilweise fehlen auch noch geeignete Technologien. Größenteils wird deshalb Altkunststoff zu Granulat verarbeitet. Da jedoch Kunststoffe Rohölprodukte sind, rechnet man damit, dass bei steigenden Rohölpreisen auch die unterschiedlichen Verfahren zum Kunststoffrecycling stärker in den Vordergrund gelangen.

- Beim Recycling werden drei Varianten unterschieden: die werkstoffliche, die rohstoffliche und die thermische Verwertung. Beim werkstofflichen Recycling werden Kunststoffverpackungen zerkleinert und zu neuen Produkten umgeschmolzen. Rohstoffliches Recycling führt die Kunststoffe unter Hitzeeinwirkung in ihre Ausgangsstoffe Öl und Gas zurück. Das thermische Recycling in Verbrennungsanlagen liefert Energie.

Impulse „Wertstoff-Trennung“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
72	Müll – ein Gemisch,	Jeder trägt	I/II			E3				
72	Wir trennen die Stoffe	Stelle aus gereinigten	II					K1 K2 K7		
72	Wir trennen die Stoffe	Plane eine Versuchsreihe	II/III			E2				
72	Wir trennen die Stoffe	Welche Probleme sind	II					K1		
72	Wir trennen die Stoffe	Mit der Deponierung	II					K2 K3		
72	Glas - ein Wertstoff	Was ist beim Sammeln	II					K1 K2		
72	Glas - ein Wertstoff	Erkundige dich in deiner	I					K1		
72	Glas - ein Wertstoff	Warum ist das Recyceln	I/II					K1 K2		
72	Recycling-papier	Zähle die Geräte und	I					K1		
72	Recyclingpa-pier	Plane Versuchs-schritte zur	II			E2		K1		
72	Recycling-papier	Vergleiche die Qualität	II			E3				
72	Recycling-papier	Welche Verfahren	I/II					K1 K2		
72	Recycling-papier	Nenne Produkte	I/II					K1 K2		
73	Metalle und Kunststoffe	Sammle Informationen	I/II					K1 K2 K7		
73	Metalle und Kunststoffe	In vielen Bereichen	II					K1 K2		
73	Metalle und Kunststoffe	Erkundige dich nach	I/II					K1 K2		
73	Metalle und Kunststoffe	Informiere dich, wie eine	I/II					K1 K2		
73	Metalle und Kunststoffe	Viele Teile	I					K1		
73	Metalle und Kunststoffe	Informiere dich im Internet	II					K1 K2 K3		

Schlusspunkt

A Aufgaben

1 Reinstoffe sind: Würfelzucker, Eisenfeilspäne, destilliertes Wasser, Alkohol, Kochsalz.
Stoffgemische sind: Brausetabletten, Mineralwasser, Regenwasser, Wein.

2 Zucker: Lösung
Kochsalz: Lösung
Mehl: Suspension
Öl: Emulsion
Sand: Suspension
Alkohol: Lösung

3 a) Im Studentenfutter sind Rosinen, Walnüsse, Paranüsse, Haselnüsse, Erdnüsse u. a. enthalten.

b) Für einen Obstsalat können unterschiedliche Früchte (z. B. Äpfel, Birnen, Mandarinen, Orangen, Bananen, Ananas, Erdbeeren, Himbeeren, Pfirsich u. a.) mit klein gehackten Mandeln, Nüssen und mit Zitronensaft gemischt werden.

4 a) Die fein verteilten Tröpfchen in der Milch sind Fett-Tröpfchen.

b) Milch ist eine Emulsion (flüssige Fett-Tröpfchen fein verteilt in Wasser).

5 Der Stempel „333“ bedeutet, dass von 1000 Teilen 333 Teile aus reinem Gold bestehen, d. h., der Goldgehalt beträgt 333 Promille. Um Gold zu härten, wird es z. B. mit Silber, Kupfer oder Platin legiert.

6 Milch: Emulsion, heterogenes Gemisch
Rotwein: Lösung, homogenes Gemisch
Salzwasser: Lösung, homogenes Gemisch
Zigarettenrauch: Rauch, heterogenes Gemisch
Lehmwasser: Suspension, heterogenes Gemisch
Schmutzwasser: in der Regel Suspension, heterogenes Gemisch

7 Kaffeezubereitung: Extraktion und Filtration
Teezubereitung: Extraktion, evtl. Filtration
Trinkwasser aus Meerwasser: Destillation
Butter aus Frischmilch: Zentrifugieren

8 In dem Scheidetrichter schwimmt die Flüssigkeit mit der geringeren Dichte auf der Flüssigkeit mit der größeren Dichte. Durch vorsichtiges Ablassen der „unteren“ Flüssigkeit können beide Flüssigkeiten voneinander getrennt werden. Die Trenneigenschaft ist die Unlöslichkeit der beiden Stoffe ineinander und die unterschiedliche Dichte.

9 Einige Bestandteile des Fruchtsaftes (z.B. Fruchtfleisch) setzen sich durch Sedimentation auf dem Boden der Flasche ab. Durch Schütteln der Flasche werden diese Bestandteile wieder gleichmäßig verteilt. Ohne Schütteln würden beim Ausgießen des Saftes die abgesetzten Bestandteile in der Flasche bleiben.

10 a) Die Trenneigenschaft beim Ölabscheider ist die unterschiedliche Dichte von Wasser und Öl bzw. Benzin.

b) Wasserlösliche Bestandteile können mit einem Ölabscheider nicht abgetrennt werden.

Schlusspunkt „Trennen und Mischen“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
75	1		II	F2.1				K4		
75	2		II	F2.1				K4		
75	3	a	I					K5		
75	3	b	I					K5		
75	4	a	I					K5		
75	4	b	I					K5		
75	5	a	II					K1		
75	5	b	II					K1		
75	6		II	F2.1				K4		
75	7	a	I					K5		
75	7	b	I					K5		
75	7	c	I					K5		
75	7	d	I					K5		
75	8		II					K4		
75	9		II					K5		
75	10	a	I/II	F1.1				K5		
75	10	b	II					K4		

Rund um das Wasser

Startpunkt

Aufgaben

1 Wasser löst verschiedene Stoffe. Mit Wasser wird gereinigt, gewaschen, gespült und geputzt. Wasser hat eine Oberflächenspannung. Ein Wasserläufer bewegt sich auf dem Wasser, ohne unterzugehen. Wasser erstarrt bei 0 °C zu Eis; Eis schwimmt auf dem Wasser.

2 Wasser gräbt tiefe Schluchten ohne Höhlen in den Stein und sprengt sogar Felsen. Hochwasser reißt Brücken und ganze Häuser mit sich.

Rund um das Wasser

Brennpunkt: Das Weltwasser in Zahlen

Aufgabe

1 a) Vom gesamten Wasservorrat der Erde, der in eine Badewanne (Fassungsvermögen 150 l) passt, sind 4,5 l Süßwasser und 145,5 l Salzwasser. Die Süßwassermenge könnte man in einen 5-l-Eimer füllen.

b) 3 l Süßwasser sind fest, 1,5 l sind flüssig; hier könnte man eine Wasserflasche verwenden.

c) 1,5 l sind 1500 ml; 1/100 von 1500 ml sind 15 ml; diese 15 ml sind Oberflächenwasser und könnten in ein Schnapsglas passen.

Rund um das Wasser

Impulse: Schwimmen, tauchen, schweben, trinken

Aufgaben

Der Nautilus, ein natürliches U-Boot

- Nautilus, auch Perlboot genannt, lebt an steilen Korallenriffen in tropischen Meeren. Er ist ein Kopffüßer und verwandt mit Kalmaren und Kraken. Tagsüber hält er sich in 400 bis 500 Meter Tiefe auf. Dort gibt es keine Feinde, die ihm gefährlich werden können. In der Nacht steigt er in höhere Wasserschichten und geht auf Jagd nach Krustentieren. Im Gegensatz zu einer Schneckenschale ist die Nautilusschale gekammert. Das Tier lebt in der äußersten Kammer. Die anderen Kammern sind nicht mit Wasser, sondern mit Gas gefüllt. Von der Wohnkammer aus zieht sich durch alle Kammern ein dünner Schlauch. Durch ihn kann der Nautilus Gas aufnehmen oder in die Kammern abgeben. Nimmt er Gas in den Schlauch auf, strömt Wasser in die Kammern ein, die Schale wird schwerer und der Nautilus sinkt. Gibt er Gas in die Kammern ab, wird Wasser daraus verdrängt und das Tier steigt wieder auf.

- Da Nautilus im Wasser wie ein U-Boot steigt und sinkt, wurden viele U-Boote der US Navy nach ihrem tintenfischartigen Vorbild benannt. Mit seinem Roman „20 000 Meilen unter den Meeren“ hat Jules Verne den Schiffsnamen „Nautilus“ bekannt gemacht.

- U-Boote können sinken, schweben und steigen. An den ersten U-Booten waren Ballastkörper befestigt, die abgeworfen wurden. Moderne U-Boote besitzen Ballastkammern, die sich in der Außenwand des Bootes befinden. Zum Abtauchen strömt Meerwasser in die Ballastkammern ein. Die Gewichtskraft des U-Bootes wir dadurch größer als die Auftriebskraft, das Boot sinkt. Um steigen zu können, das heißt, zum Auftauchen, wird das Wasser mithilfe von Pressluft wieder aus den Ballastkammern herausgedrückt.

- Muss der Unterwasserteil eines Schiffes repariert, gereinigt oder neu angestrichen werden, kommt das Schiff in Schwimmdocks, deren Außenwand aus verschiedenen Zellen besteht. Werden diese Zellen mit Wasser gefüllt, sinken die Schwimmdocks ab und das Schiff kann hinein fahren. Wird danach das Wasser wieder aus den Zellen und aus den Schwimmdocks gepumpt, verringert sich die Gewichtskraft, die Docks steigen und das Schiff liegt im Trockenen.

Ein Flaschenteufelchen tanzt auf und ab

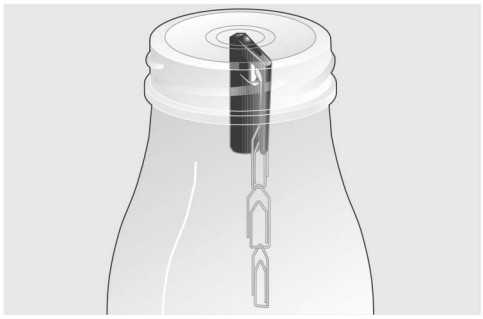
- „Flaschenteufelchen“ kann man käuflich erwerben. Man füllt eine Kunststoffflasche vollständig mit Wasser, steckt eine Figur hinein und schraubt die Flasche zu. Drückt man die Flasche zusammen, tanzt das Teufelchen in der Flasche hoch und runter.

- Das Spielzeug lässt sich einfach nachbauen. Als Taucher kann man ein kleines Glasröhrchen (z. B. für Backaroma) verwenden. Das offene Röhrchen gibt man mit der Öffnung nach unten in die mit Wasser gefüllte Kunststoffflasche. Die Flasche wird gut verschlossen. Durch Zusammendrücken der Flasche kann man das Röhrchen auf und ab tanzen lassen.

- Der Tauchkörper wird nach dem französischen Forscher René Descartes (lat. Cartesius) auch cartesischer Taucher genannt. Damit lässt sich das Sinken, Schweben und Steigen im Wasser gut demonstrieren und veranschaulichen. Auf jeden Körper im Wasser wirkt eine Auftriebskraft. Sie ist immer nach oben gerichtet. Die Auftriebskraft, die auf einen Körper im Wasser wirkt, ist genauso groß wie die Gewichtskraft der vom Körper verdrängten Flüssigkeit.
  Drückt man auf den Deckel der Flasche, so nimmt das Luftvolumen im Taucher ab, es dringt Wasser ein. Bei gleich bleibendem Auftrieb nimmt die Masse des Körpers (Taucher und Wasserfüllung) zu, der Taucher sinkt ab.

Zusatzversuche (Schülerversuche)

1 **Ein Wasserteufelchen in Bewegung**
Material
leere Glasflasche mit Vakuumschraubverschluss (z. B. Milch) oder Plastikflasche (z. B. Cola), Deckel eines Faserschreibers, Büroklammern, Wasser
Versuchsanleitung
Fülle die leere Flasche bis zum Rand. Befestige am Deckel des Faserschreibers einige Büroklammern als Ballast. Bereits nach einer Büroklammer kannst du testen, ob der „Wasserteufel“ noch an der Oberfläche schwimmt. Dabei musst du ihn so auf das Wasser aufsetzen, dass die geschlossene Deckelspitze nach oben zeigt. Befestige so viele Büroklammern am Deckel, dass der Wasserteufel sich gerade noch über Wasser halten kann. Schraube die bis zum Rand mit Wasser gefüllte Flasche zu. Drücke auf den Deckel der Glas- oder Plastikflasche und beobachte das Teufelchen.



2 **Schwimmende Pipette**
Material
Standzylinder, Cellophan, Haushaltsgummi, Schere, Pipette mit Gummihütchen, Wasser
Versuchsanleitung:
Fülle einen Standzylinder mit Wasser. Sauge so viel Wasser in eine Pipette, dass etwa ein Drittel Luft übrig bleibt. Lasse den Schwimmkörper ins Wasser gleiten und achte darauf, dass er schwebt. Verschließe den Standzylinder mit einer Cellophanhaut. Drücke auf die gespannte Cellophanhaut mit einem Finger und beobachte die Pipette.

Abtauchen in eine andere Welt

- Faktoren, die den Auftrieb beeinflussen, sind: das Körpergewicht, das Gewicht der Ausrüstung (Tauchanzug, Bleigurt, Atemgerät), die Körpergröße, die Materialstärke des Tauchanzugs und das Volumen der Ausrüstung. Taucher kontrollieren den Auftrieb über die Bleigewichte, die sie mitführen und die Luftmenge, die im Tarierjacket oder im Trockentauchanzug vorhanden ist.

- Der Auftrieb des Tauchers lässt sich verändern durch die Menge des mitgeführten Bleis, die Luftmenge im Tarierjacket und die Luftmenge in den Lungen. Vor dem Tauchgang überprüft der Taucher, wie es um seinen Auftrieb bestellt ist. Er nimmt eine aufrechte Position im Wasser ein, atmet ein, hält die Luft an und lässt sämtliche Luft aus seinem Tarierjacket ab. Ist der Wasserspiegel auf Augenhöhe, dann ist die mitgeführte Bleimenge richtig. Ist der Kopf ganz unter Wasser, so hat der Taucher zu wenig Auftrieb, er ist in der Tauchersprache „überbleit“ und muss vor dem Tauchen etwas Blei weglassen. Atmet der Taucher Luft aus den Lungen aus, nimmt der Brustumfang ab und er verdrängt weniger Wasser. Dadurch beginnt der Taucher zu sinken.

Wer Wasser spart, hilft der Natur

- Bei einem durchschnittlichen Wasserverbrauch von 128 l pro Tag müssten jeden Morgen 13 volle 10-Liter-Eimer Wasser pro Person von einem Straßenbrunnen zur Wohnung getragen werden. Für einen 4-Personen-Haushalt wären das schon 52 Eimer voll Wasser.

- Tätigkeiten, bei denen Wasser benötigt wird, sind beispielsweise: trinken, kochen, duschen, baden, Körperpflege, WC-Spülung, Wäsche waschen, Geschirr spülen, putzen, reinigen, Blumen gießen, schwimmen, Boot fahren usw.
Hinweise zum Wasserbedarf gibt der Zählerstand der häuslichen Wasseruhr. Zusätzlich kann eine Liste erstellt werden, in die z. B. eingetragen wird, wann (Datum, Uhrzeit) und wo (Küche, Bad, Toilette, u. a.) Trinkwasser verwendet wurde. Als Maßstab und zum Vergleich mit den errechneten Werten kann die im Schulbuch abgebildete Grafik dienen, die den durchschnittlichen täglichen Wasserverbrauch einer Person zeigt (Basisseite „Trinkwasser“).

- Der Umwelt zuliebe sollte man schonend mit den Wasservorräten der Erde umgehen. Einige Beispiele sind im folgenden zusammengestellt:
  – Wasser sparen, mit dem Wasser sorgfältig umgehen
  – Wasser weniger verschmutzen, keine Abfälle ins Wasser werfen
  – Geschirrspüler und Waschmaschine erst einschalten, wenn sie gut gefüllt sind, Sparprogramme beachten
  – Umweltschonende Reinigungs- und Waschmittel verwenden, Dosieranleitungen beachten, sparsamer Verbrauch
  – Ein Duschbad spart ca. zwei Drittel der Wassermenge eines Vollbads
  – Autowaschen nur dort, wo das abgewaschene Öl aufgefangen und entsorgt wird, Autowaschen in freier Landschaft ist verboten
  – Motoröl darf nicht in die Umwelt gelangen
  – Auf Streusalz verzichten, Salz gefährdet das Grundwasser und schädigt Pflanzen und Tiere.

Zusatzinformationen

Weitere Informationen sind im Internet zu finden:
www.weichtiere.at

www.tierenzyklopaedie.de

www.j-verne.de

Impulse „Schwimmen, tauchen, schweben, trinken“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
78	Nautilus	Informiere dich	I					K2 K5		
78	Nautilus	Viele U-Boote	I					K1		
78	Nautilus	Auch U-Boote können	II					K5 K8		
78	Nautilus	Muss der Unterwasser	III							B3
78	Flaschen-teufel	du kannst dieses Spielzeug	I			E3				
78	Flaschen-teufel	Die Tauchkörper werden	II			E6				
79	Abtauchen	Informiere dich	III					K2		B2
79	Abtauchen	Ein Mensch mit luftgefüllten	III							B3
79	Wasser sparen	Schätze, wie viele	II							B4
79	Wasser sparen	Verfolge einen Tag	II/III			E5		K6 K7		
79	Wasser sparen	Jeder kann helfen Gewäss	III							B5 B6

Rund um das Wasser

Werkstatt: Wasser und Eis

Versuch

3 **Eiswürfel an der Angel**
Hinweis: Streut man einige Körnchen Kochsalz auf den im Wasser schwimmenden Eiswürfel, kann man mit dem Faden an dieser Stelle am Eis „andocken“. Das Salz wird vom Eis gelöst, es bildet sich eine Kältemischung aus Salz und Eis. Der Faden wird in dieser Kältemischung angefroren, d. h., er wird festgehalten. So kann man den Eiswürfel an der Angel halten!

Aufgaben

1 **Herstellung einer Kältemischung**
Gibt man zu Eiswürfeln Kochsalz, schmelzen die Eiswürfel ganz langsam, das Salz geht an den Würfeln in Lösung.

2 **Frostschutzmittel im Reagenzglas**
1. Das destillierte Wasser in dem Reagenzglas erstarrt in der Kältemischung und wird zu Eis. Die Mischung von destilliertem Wasser und Glycerin im anderen Reagenzglas wird nicht fest, es bildet sich nur eine Mischung von Flüssigkeit und Eissplittern.

2. Glycerin wird zum Feuchthalten von Kosmetika, Zahnpasta, Druck- und Stempelfarben verwendet. Glycerin ist Ausgangsstoff zur Herstellung von Sprengstoffen („Nitroglycerin“ und Dynamit) und Kunststoffen. In der chemischen Industrie dient es als Schmiermittel von Kühlanlagen und Textilmaschinen.

4 **Wasser und Spiritus im Steigrohr**
1. Die Erwärmungskurve für Wasser entspricht Abb. 3 auf S. 81 im Schülerbuch: Sie hat ein Minimum zu dem Zeitpunkt, wenn das Wasser 4 °C erreicht. Die Erwärmungskurve für Spiritus bildet eine Gerade, da Spiritus sich mit der Temperatur kontinuierlich ausdehnt.

2. Lässt man Wasser von 0 °C an der Luft erwärmen, stellt man fest, dass es sich bis 4 °C zunächst zusammenzieht. Bei 4 °C steht die Wassersäule am tiefsten. Das Wasser hat bei 4 °C sein kleinstes Volumen. Wird Wasser über 4 °C hinaus weiter erwärmt, dehnt es sich wie andere Flüssigkeiten aus. Brennspiritus dehnt sich beim Erwärmen von 0 °C an gleichmäßig aus. Beide Kurven in einem Koordinatensystem veranschaulichen die Unterschiede recht deutlich.

Wasser verhält sich anders

Aufgabe

1 Das Wasser kann bei Frost in der Flasche gefrieren. Da Eis eine kleinere Dichte und damit ein größeres Volumen als Wasser aufweist, wird das Glas der Flasche bei der Ausdehnung „gesprengt“, die Flasche platzt durch das gefrierende Wasser.

Rund um das Wasser

Zeitpunkt: Der Untergang der Titanic

Aufgabe

1 Die Titanic war mit 46329 Bruttoregistertonnen, einer Länge von 269 m und einer Breite von 28 m das größte und luxuriöseste Schiff seiner Zeit. (Das Volumen von Schiffen wird in Bruttoregistertonnen BRT angegeben. Dieses Raummaß entstand in der Hansezeit und gab damals die Anzahl der zu ladenden Tonnen bzw. Fässer an.)
Das Schiff galt als unsinkbar, da es 16 Abteilungen gab, die voneinander durch Schotten getrennt waren. Diese Schotten sind Stahlwände im Schiffsrumpf. Sie unterstützen die Festigkeit eines Schiffes. Im Falle eines Lecks können in diesen Schotten wasserdichte Türen geschlossen werden. Dadurch kann nur ein Teil des Rumpfes voll Wasser laufen.

Eigenschaften von Wasser

Versuche

1 Die Erstarrungstemperatur eines Stoffes entspricht seiner Schmelztemperatur. Stellt man ein zur Hälfte mit destilliertem Wasser gefülltes Reagenzglas in ein Becherglas mit Eis, kann als Erstarrungstemperatur 0 °C gemessen werden. Markiert man zu Beginn den Wasserstand am Glas, lässt sich beim Erstarren von destilliertem Wasser auch die Volumenzunahme messen. Wiederholt man den Versuch mit Kochsalzlösung, liegt die Erstarrungstemperatur deutlich unter 0 °C.

2 Die Siedetemperatur von reinem Wasser beträgt bei Normdruck 100 °C (Normdruck 1013 hPa). Da die Siedetemperatur vom Luftdruck abhängig ist, weichen die Messwerte häufig von 100 °C ab.

3 Destilliertes Wasser ohne Zusatz von Ionen ist ein Nichtleiter. Kochsalzlösungen und Leitungswasser sind aufgrund der enthaltenen Ionen elektrisch leitfähig.

4 Zur Bestimmung der Dichte von Wasser misst man in einem Messzylinder oder einer Messpipette das Volumen der Flüssigkeitsportion und bestimmt durch Wägung deren Masse. Die Dichte ist abhängig von Temperatur und Druck. Wasser erreicht seine größte Dichte bei 4 °C, sie beträgt bei dieser Temperatur 1,0 g/cm^3. Die Werte im Buch beziehen sich auf einen Druck von 1013 hPa und eine Temperatur von 20 °C.

5 Watesmopapier wird zum Nachweis von Wasser verwendet. Mit destilliertem Wasser und Leitungswasser zeigt es eine tiefblaue Färbung. In wasserfreien Flüssigkeiten, wie z. B. Benzin (hier Wund- oder Reinigungsbenzin) oder Öl, ist keine Veränderung zu beobachten.

6 Zur Unterscheidung von destilliertem Wasser und Leitungswasser können beispielsweise die Schmelz- oder Siedetemperatur, die elektrische Leitfähigkeit und die Dichte der Flüssigkeiten geprüft werden.

Rund um das Wasser

Werkstatt: Auf, im und unter Wasser

Aufgaben

1 **Schwimmendes Metall**

1. Betrachtet man von der Seite die Berührungsstelle z. B. einer Büroklammer mit der Wasseroberfläche, stellt man fest, dass die Büroklammer die Oberfläche eindrückt, ohne diese zu zerstören. Man meint, der Gegenstand wird vom Wasser getragen.

2. Gibt man etwas Spülmittel aus einer Spritzflasche ins Wasser, wird der Gegenstand auf der Wasseroberfläche zur Gefäßwand bewegt und sinkt dann langsam ab. Das Spülmittel hat die tragende Wasseroberfläche „zerstört“.

2 **Auf der Flucht**

1. In dem Augenblick, in dem Spülmittel zwischen die im Stern angeordneten Streichhölzer auf die Wasseroberfläche tropft, driften die Streichhölzer auseinander. Sie bewegen sich in Richtung Beckenrand.

3 **Wasserberge**

1. Es hängt sehr von der Geschicklichkeit ab, wie viele Wassertropfen eine Schülerin bzw. ein Schüler auf eine Münze bringen kann. Wichtig ist, dass alle eine gleich große Münze verwenden, z. B. ein 5-Cent-Stück oder eine 1-Euro-Münze.

2. Bei dem Wettbewerb mit einem randvollen Wasserglas wird deutlich, dass viele Schülerinnen und Schüler hier unbewusst eine unterschiedliche Ausgangssituation geschaffen haben. Randvoll ist nicht gleich randvoll, darauf muss zu Versuchsbeginn hingewiesen werden. Sehr schwierig gestaltet sich häufig das Ins-Wasser-gleiten-lassen der Münzen. Es darf nicht auf Tempo gearbeitet werden, da sonst der Erfolg gleich zu Beginn versagt bleibt. Ganz ruhig eine Münze nach der anderen ins Wasser gleiten lassen.

4 **Linsen im Fahrstuhl**

1. Gibt man Linsen bzw. Reiskörner in Mineralwasser und Leitungswasser, sinken diese in allen Gläsern zunächst nach unten. Im Mineralwasser werden Linsen und Reiskörner nach kurzer Zeit wieder nach oben bewegt, während sie im Leitungswasser am Boden liegen bleiben. Linsen und Reiskörner werden im Mineralwasser von den Gasbläschen des Kohlenstoffdioxids mitgenommen und wie in einem Fahrstuhl bewegt. Rutschen die Linsen bzw. Reiskörner von den Gasbläschen, bewegen sie sich wieder entgegengesetzt. Wiederholt man den Versuch mit anderen Materialien, stellt man im Vergleich fest, dass diese im kohlenstoffdioxidreichen Mineralwasser ebenso mitgenommen werden oder je nach Schwere am Boden liegen bleiben. Die Gasbläschen können diese Stoffe nicht „tragen“.

2. Fügt man mit einer Pipette Spülmittel hinzu, wird die Bewegung beendet.

Trinkwasser

Aufgaben

1 Am höchsten ist der Wasserbedarf in Haushalten am Morgen und am Abend, in einigen Haushalten auch um die Mittagszeit.

2 Hier sollten die Schülerinnen und Schüler die Zählerstandsablesungen pro Tag dazu verwenden, um für den eigenen Haushalt den Wasserverbrauch in einer Woche zu ermitteln. Die Zahlenwerte jedes Einzelnen sollten im Unterricht mit denen der anderen Schülerinnen und Schülern verglichen werden. Abweichungen geben Anlass, um Gründe dafür zu diskutieren.
Im weiteren Verlauf eines Unterrichtsgespräches bietet es sich an, Sparmaßnahmen aufzuzeigen, um der Bedeutung des Wassers gerecht zu werden. Es ist wichtig, von der uneingeschränkten Verfügbarkeit des Wassers wegzuführen und auch der Problematik zu begegnen, wenn man mit Wasserknappheit in besonderen Situationen rechnen muss.

Es gibt viel zu klären

Aufgaben

1 In der biologischen Reinigungsstufe wird das Abwasser von Kleinstlebewesen (vor allem Bakterien) gereinigt. Auf diese Weise können sich auch Gewässer in der Natur selbst reinigen. Man spricht von der Selbstreinigung der Gewässer. Deshalb spricht man bei der Klärung von einer biologischen Reinigungsstufe.

2 Dies wäre für die Gewässer katastrophal. Bei zu starker Verschmutzung wirkt die Selbstreinigung der Gewässer nicht mehr. Die Tier- und Pflanzenwelt der Gewässer würde geschädigt oder sogar zerstört werden.

Schlusspunkt

Aufgaben

1 a) Eis hat eine kleinere Dichte als Wasser von 0 °C und schwimmt.

b) Beim Gefrieren dehnt sich Wasser aus und vergrößert sein Volumen bei gleichbleibender Masse. Deshalb ist das Eis leichter als Wasser und schwimmt an der Oberfläche. Beim Schmelzen verringert es wieder sein Volumen und füllt genau den Raum aus, den zuvor der unter Wasser liegende Teil des Eiswürfels einnahm. Deshalb läuft der Becher nicht über.

2 a) Wasser hat bei 4 °C die größte Dichte. Da kälteres Wasser (zwischen 0 °C und 4 °C) eine geringere Dichte hat als Wasser von 4 °C, gefrieren Gewässer von der Oberfläche her zu.

b) Wasser dehnt sich beim Abkühlen unter 4 °C aus und zieht sich beim Erwärmen von 0 °C bis 4 °C wieder zusammen. Wasser hat bei 4 °C seine größte Dichte. Dieses ungewöhnliche Verhalten bezeichnet man als Anomalie des Wassers.

3 a) Trinkwasser soll klar, kühl, farb- und geruchlos, appetitlich und geschmacklich neutral, hygienisch und frei von Krankheitserregern sein und nur einen geringen Anteil gelöster Stoffe enthalten.

b) Biotests mit Wasserlebewesen (Fische, Muscheln, Daphnien, ...) sind eine wichtige Ergänzung zu sonstigen Mess- und Überwachungstechniken. Sie dienen zur kontinuierlichen Kontrolle der Wasserqualität und ermöglichen die Erfassung geringer Stoffkonzentrationen nach Unfällen oder Störfällen. Der Vorteil biologischer Testmethoden liegt darin, dass Informationen über Schadstoffe im Gewässer rasch, vollständig und direkt zur Verfügung stehen und eine schnelle Reaktion möglich ist. Mit physikalischen und chemischen Testmethoden liegen die Informationen wegen der oft komplizierten Analysenmethoden wesentlich später vor. Zudem können nicht alle in Frage kommenden Stoffe sofort untersucht werden.

c) Individuelle Lösungen.
Die Wasserversorgung von z. B. Baden-Württemberg erfolgt in drei Versorgungsebenen: Gemeindewasserversorgung, Gruppenwasserversorgung und Fernwasserversorgung. Zu letzterer gehören der Zweckverband Bodensee-Wasserversorgung (BWV), der Zweckverband Landeswasserversorgung (LW), der Zweckverband Wasserversorgung Kleine Kinzig (WKK) mit der einzigen Trinkwassertalsperre in Baden-Württemberg sowie der Zweckverband Wasserversorgung Nordostwürttemberg (NOW).
In Rheinland-Pfalz z. B. werden die Einrichtungen und Anlagen der kommunalen Wasserversorgung als Eigenbetriebe oder nach den Bestimmungen der Eigenbetriebe geführt. Dabei kommen folgende Unternehmen vor:

Eigenbetrieb:	71%
Zweckbetrieb:	15%
Eigengesellschaft:	6%
Regiebetrieb:	1%
Sonstige:	7%

Schlusspunkt „Rund um das Wasser“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
91	1	a	I					K4 K8		
91	1	b	I			E2 E3 E5 E6		K8		
91	2	a	I					K5 K8		B3
91	2	b	I					K4 K8		
91	3	a	II					K1 K5		
91	3	b	II					K8		B2 B3
91	3	c	II					K1 K2		

Startpunkt

Aufgaben

1 Obst fault mit der Zeit, Toastbrot wird beim Erhitzen braun, rohe Eier verändern sich durch Erhitzen, Knallfrösche explodieren bei Schlag oder Druck.

2 Rotbraun glänzende Kupferdächer werden mit der Zeit grün. Silberbesteck verändert sich an der Luft, es wird schwarz. Der schwarze Stoff kann mit Silberputzmittel entfernt werden. Beim Backen von Brötchen oder Brot entstehen aus der zähflüssigen Teigmischung knusprige, feste Backwaren. Nach dem Zünden von Raketen verbrennen nacheinander im Inneren verschiedene Brand- und Knallsätze. Dabei werden heiße Gase nach unten ausgestoßen, die Raketen steigen auf.

3 Stoffumwandlungen laufen meist nicht von alleine ab. Die Vorgänge müssen zunächst durch Energiezufuhr in Gang gebracht werden, z. B. durch Erwärmen, Hitze, offene Flammen, Schlag, Druck oder Reibung.

Werkstatt: Kartoffelpuffer und Apfelmus

Aufgaben

1 Rohe Kartoffeln sind hart, an den Schnittflächen weiß bis gelb und schmecken nicht. Beim Reiben sammelt sich etwas Flüssigkeit auf dem Boden der Schüssel. Beim Frittieren oder Braten werden die Kartoffeln weich und mehlig. An der Oberfläche des geformten Kartoffelpuffers bildet sich eine knusprige, braune Schicht. Duft- und Aromastoffe regen den Appetit an, Geschmacksstoffe entfalten sich beim Essen.

2 Das Fruchtfleisch der Äpfel ist hart und bissfest. Beim Kochen werden die Apfelstücke weich und zerfallen mit der Zeit. Flüssigkeit mit Apfelaroma sammelt sich am Boden des Topfes. Die Farbe des Fruchtfleisches ändert sich, das Apfelmus wird an der Luft hellbraun, nach einiger Zeit dunkelbraun.

3 Kartoffeln und Äpfel verändern aus der Sicht des Chemikers ihre Eigenschaften, z. B. ihre Farbe.

Zusatzinformationen

Alltagsbeispiele aus der Lebenswelt der Schülerinnen und Schüler veranschaulichen sehr viel deutlicher eine Stoffumwandlung als Experimente mit Chemikalien. Mit der Herstellung von Kartoffelpuffern und Apfelmus können chemische Reaktionen propädeutisch, ohne als solche benannt zu werden, mit allen Sinnen erfahrbar gemacht werden.

Werkstatt: Kupfer-Rot und Schwefel-Gelb

Aufgaben

1 Wird das Kupferblech mit stark rauschender Flamme erhitzt, beobachtet man eine Schwarzfärbung. Anschließend wird Schwefel am Boden des Reagenzglases erhitzt, bis heißer Schwefeldampf über das erhitzte Kupferblech strömt. Es bilden sich blauschwarze glänzende Kristalle. An einigen Stellen des Streifens brechen kleine Stücke ab. Am Reagenzglasrand resublimiert Schwefel als gelbe, staubfeine Schicht. Im Aktivkohlestopfen beobachtet man ebenfalls einen gelben Belag von Schwefel. Beim Herausnehmen kann der blauschwarze Streifen zerbrechen. Aussehen, Farbe und Verformbarkeit des Streifens haben sich verändert.

2 Die geprüften Eigenschaften werden in einer Tabelle zusammengefasst.

Eigenschaften	**Kupfer**	**Schwefel**	**Neuer Stoff (Kupfersulfid)**
Farbe	rotbraun	gelb	blauschwarz
Verformbarkeit	verformbar	spröde	spröde
Elektrische Leitfähigkeit	gut	Nichtleiter	gut
Wärmeleitfähigkeit	sehr gut	gering	gering
Aussehen unter der Lupe	rötlich glänzendes Pulver	gelbes Pulver	blauschwarzes einheitliches Pulver

3 Beim Erhitzen ist aus den Stoffen ein neuer Stoff mit anderen Eigenschaften entstanden.

Zusatzinformationen

Werden Experimente mit Aktivkohlestopfen durchgeführt, müssen entsprechend lange Reagenzgläser verwendet werden, um die Kunststoffstopfen vor der Reaktionswärme zu schützen. Die Aktivkohle kann regeneriert werden. Aktivkohlestopfen können bezogen werden über Aug. HEDINGER GmbH & Co., Chemikalien und Lehrmittel, Postfach 60 02 62, 70302 Stuttgart (Wangen).

Die chemische Reaktion

Versuche

1 Die untersuchten Eigenschaften lassen sich in einer Tabelle zusammenfassen.

Eigenschaften	Eisen	Schwefel	Neuer Stoff (Eisen-sulfid)
Farbe	grau	gelb	grau-schwarz
Verformbarkeit	verformbar	spröde	spröde
Brennbarkeit	glüht, nicht brennbar	verbrennt mit blauer Flamme	glüht, nicht brennbar
Elektrische Leitfähigkeit	gut	Nichtleiter	gering
Magnetische Anziehung	stark magne-tisch	nicht magne-tisch	schwach magne-tisch

2 Die Reaktion von Zink und Schwefel ist als zentrales Bild auf der Startpunktseite zu sehen. Die wichtigsten Reaktionsschritte (Ausgangsstoffe im Gemisch mit glühendem Draht, chemische Reaktion, hellgelbes Reaktionsprodukt) sind rechts unten auf der Startpunktseite abgebildet. Das Gemisch kann auch mit einer Wunderkerze gezündet werden (Abstand, Schutzhandschuhe, Schutzbrille).
Der Versuch sollte im Freien auf einem Ziegelstein durchgeführt werden, da erhebliche Mengen an Rauchgasen frei werden. Dabei ist darauf zu achten, dass die Schülerinnen und Schüler nicht in Windrichtung stehen und in genügendem Abstand die Reaktion beobachten.

Zusatzinformationen

Entsprechend dem Versuch auf der Werkstattseite „Kupfer-Rot und Schwefel-Gelb“ kann auch Silbersulfid hergestellt werden, wenn anstelle des Kupferblechstreifens ein Silberblechstreifen verwendet wird.
Auch für den Eigenschaftsvergleich von Silber, Schwefel und Silbersulfid lässt sich eine Tabelle erstellen.

Eigenschaften	Silber	Schwefel	Neuer Stoff (Silbersulfid)
Farbe	silber glänzend	gelb	schwarz
Verformbarkeit	verformbar	spröde	spröde
Elektrische Leitfähigkeit	gut	Nichtleiter	Nichtleiter
Wärmeleit-fähigkeit	gut	gering	gering

Werkstatt: Aktiv machen – womit?

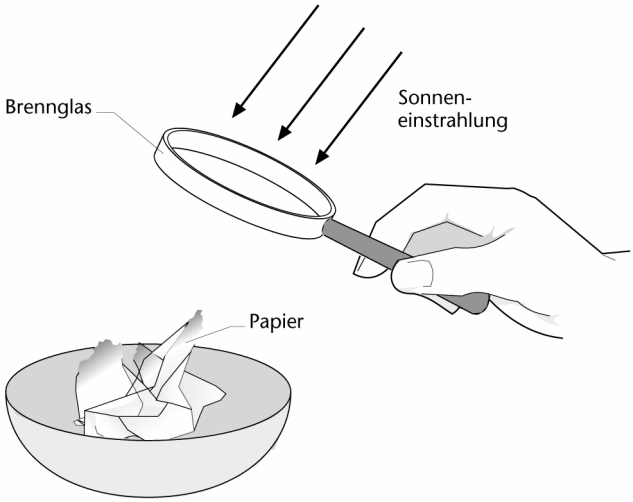
Versuche

Die zum Start einer chemischen Reaktion notwendige Aktivierungsenergie kann dem Ausgangsstoff bzw. den Ausgangsstoffen auf unterschiedliche Weise zugeführt werden z.B. durch:

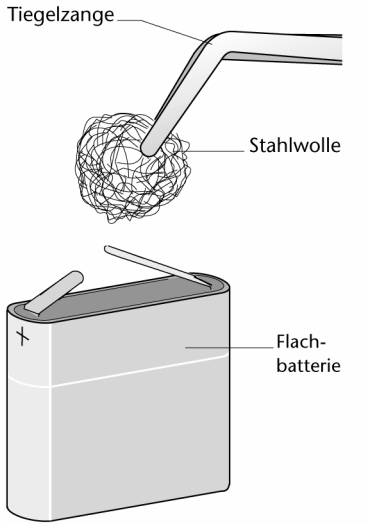
1 Reibung,
2 Wärme,
3 Feuer (Wärme)
4 Beim Besprühen kommen die unterschiedlichen Lösungen miteinander in Kontakt, eine farbige Schrift wird sichtbar. Die Schrift hat eine andere Farbe als die Lösungen. Dies ist ein Hinweis, dass eine chemische Reaktion stattgefunden hat.

Zusatzinformationen

Mithilfe eines Brennglases lässt sich bei entsprechender Sonneneinstrahlung Papier entzünden. Mit diesem Versuch kann man die Aktivierung durch Licht- und Wärmeenergie veranschaulichen.



Wird Stahlwolle durch Berührung mit den Polen einer Flachbatterie entzündet, lässt sich die Aktivierung durch elektrische Energie verdeutlichen.



Zerlegung und Bildung von Wasser

Versuche

1 Die Zerlegung von Wasser wird unter Zusatz von verdünnter Schwefelsäure im Hofmannschen Apparat durchgeführt. Man öffnet die Hähne und lässt durch die Kugel des mittleren Rohrs langsam so viel angesäuertes Wasser oben einfließen, bis die beiden äußeren Schenkel bis zu den Hähnen gefüllt sind. Dann schließt man die Hähne, gießt noch so viel verdünnte Schwefelsäure (ca. 10 %-ig) nach, bis die Flüssigkeit im mittleren Rohr ein bis zwei Zentimeter über den Hähnen steht und legt eine ausreichende Gleichspannung an.
Die entstehenden Gase Wasserstoff und Sauerstoff sind etwas in Wasser löslich. Die sich bildenden Gasvolumina verhalten sich deshalb nicht genau wie 2:1. Um diesen Fehler zu umgehen, lässt man die Reaktion zunächst bei noch geöffneten Hähnen eine kurze Zeit laufen, bis sich das Wasser in den beiden Röhren mit den Gasen gesättigt hat. Dann schließt man beide Hähne. Ist der eine Schenkel etwa zur Hälfte mit Gas gefüllt, stoppt man die Stromzufuhr und liest die Volumina ab.
Zum Nachweis der beiden Gase lässt man diese langsam in jeweils ein Reagenzglas strömen. Dabei ist darauf zu achten, dass die beiden Einleitungsröhrchen bis auf den Reagenzglasboden reichen. Das Reagenzglas am Minuspol wird mit der Öffnung nach unten gehalten, nach der Füllung mit dem Daumen verschlossen und anschließend mit der Öffnung an die Brennerflamme gehalten (Knallgasprobe als Nachweis für Wasserstoff). Das Reagenzglas am Pluspol wird mit der Öffnung nach oben gehalten und nach der Füllung mit dem Daumen verschlossen. Anschließend wird ein glimmender Holzspan in das Reagenzglas eingeführt (Glimmspanprobe als Nachweis für Sauerstoff).

2 Mit dem Schager´schen Apparat lässt sich die kontinuierliche und drucklose Zersetzung und Bildung von Wasser ohne explosionsartige Reaktion zeigen. Man erhält innerhalb von 12 bis 15 Minuten etwa 2 Milliliter Synthesewasser.

Zusatzinformationen

Die Apparaturen mit ausführlicher Versuchsanleitung können bezogen werden über Aug. HEDINGER GmbH & Co., Chemikalien und Lehrmittel, Postfach 60 02 62, 70302 Stuttgart (Wangen).

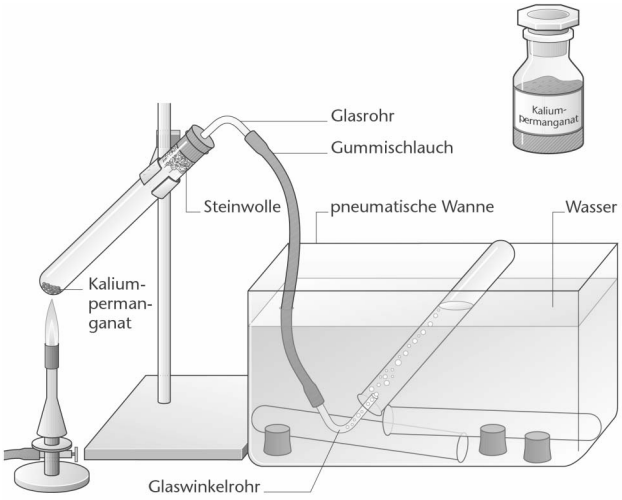
Sauerstoff

Versuch

1 Versuchsergebnis: Sauerstoff fördert und unterhält die Verbrennung. Der glimmende Holzspan flammt in Sauerstoff auf und brennt mit heller Flamme. Die Glimmspanprobe kann im Zylinder so lange durchgeführt werden, wie Sauerstoff vorhanden ist.

Zusatzinformationen

Zusatzversuch:
Sauerstoffherstellung aus Kaliumpermanganat
In einer Apparatur nach Bild 1 kann man Sauerstoff aus Kaliumpermanganat herstellen.



Man gibt etwas Kaliumpermanganat und einen Bausch Steinwolle in ein schwer schmelzbares Reagenzglas, verschließt dieses mit einem Stopfen mit Gasableitungsrohr und erhitzt das Kaliumpermanganat mit dem Gasbrenner. Das entstehende Gas (Sauerstoff) wird über Wasser als Sperrflüssigkeit in einer pneumatischen Wanne in kleinen Reagenzgläsern oder in einem kleinen Standzylinder aufgefangen. Ohne Steinwolle wird Permanganat-Staub vom freiwerdenden Sauerstoff mitgerissen, setzt sich im Gasableitungsrohr ab und färbt das Wasser in der pneumatischen Wanne rotviolett. Bei Beendigung des Versuchs muss **aus Sicherheitsgründen zuerst** der Stopfen mit dem Winkelrohr aus dem erhitzten Reagenzglas entfernt werden, bevor der Gasbrenner abgestellt wird (Explosionsgefahr durch hochsteigendes Wasser aus der pneumatischen Wanne!).
Die Herstellung von Sauerstoff kommt nur dort in Betracht, wo eine Stahlflasche mit Sauerstoff fehlt.

Wasserstoff

Versuche

1 Der Versuch kann zunächst bei Tageslicht durchgeführt werden. Die Wasserstoffflamme ist dabei kaum zu erkennen. Wird der Versuch im abgedunkelten Raum wiederholt, lässt sich das Phänomen anschaulich deuten und erklären. Die Kerze darf nicht zu weit in den Zylinder eingeführt und muss wieder zügig herausgezogen werden.
Versuchsergebnis: Beim Einführen der Kerze entzündet sich der Wasserstoff am Zylinderrand. Das Gas brennt an der Grenze zu Luft (Sauerstoffzufuhr) weiter. Je nach Versuchsbedingungen ist ein Knallgasgeräusch zu hören. Im Zylinder erlischt die Kerze, da Wasserstoff die Verbrennung nicht fördert. Beim Herausziehen entzündet sich die Kerze wieder am noch brennenden Wasserstoff.

2 Das entstehende Geräusch hängt von der zufälligen Zusammensetzung des Gemisches ab. Wiederholte Durchführungen des Versuchs verdeutlichen die Abhängigkeit des Höreindrucks von der Zusammensetzung des Gasgemisches.
Versuchsergebnis: Reiner Wasserstoff brennt ruhig ab, beim Entzünden ist nur ein schwaches Geräusch wahrnehmbar. Ist beim Entzünden ein mehr oder weniger pfeifender Knall zu hören, so zeigt dies ein Knallgasgemisch an. Die Ergebnisse dieses Versuchs hängen vom Volumenverhältnis von Wasserstoff zu Sauerstoff bzw. Wasserstoff zu Luft ab. Bei einem Wasserstoff-Luft-Gemisch ist die Explosion am heftigsten, wenn zwei Teile Wasserstoff und fünf Teile Luft vorliegen. Bei rund einem Fünftel Sauerstoffanteil in der Luft entspricht dies einem Volumenverhältnis von Wasserstoff : Sauerstoff von 2 : 1.

Zusatzinformationen

Zusatzversuch:
Ein Zündrohr wird an einem Stativ mit der Öffnung nach unten eingespannt. Mit dem Kolbenprober werden ca. 200 ml Wasserstoff in das Rohr gegeben. Sofort nach dem Einfüllen des Gases wird das Rohr mit dem Deckel verschlossen und auf den Tisch gestellt. Das Gemisch wird gezündet (heftige Knallgasexplosion! Achtung vor wegfliegendem Deckel! Ohren schützen! Mund öffnen!). Der Beschlag wird mit Watesmopapier geprüft. Das Watesmopapier färbt sich blau (Nachweis von Wasser).

Das Zündrohr mit Piezo-Zünder kann man beziehen bei Aug. HEDINGER GmbH & Co., Chemikalien und Lehrmittel, Postfach 60 02 62, 70302 Stuttgart (Wangen).

Werkstatt: Der elektrische Strom zerlegt Wasser

Versuch

1 Die kleinen Reagenzgläser brechen am unteren Rand leicht aus, wenn sie an den Halterungen verkanten oder schräg abgehoben werden. Die Schülerinnen und Schüler müssen darauf hingewiesen werden, dass die Reagenzgläser vorsichtig senkrecht von oben aufgesetzt und senkrecht nach oben abgehoben werden müssen. Die kleinen Reagenzgläser können bei Bedarf beim Hersteller nachbestellt werden, sodass sich der Versuch auch mehrmals wiederholen lässt.

Aufgaben

1 Am Minuspol (blau) entsteht in der Reaktionsröhre Wasserstoff, der sich mit der Knallgasprobe nachweisen lässt. Am Pluspol (rot) entsteht in der zweiten Reaktionsröhre Sauerstoff, in dem ein glimmender Holzspan aufflammt. Da sich bei der Zerlegung von Wasser doppelt so viel Wasserstoff wie Sauerstoff bildet, kann man an der Höhe der Gasvolumina in den beiden Röhren die Art des Gases erkennen.

2 Das Reaktionsschema für die Zerlegung von Wasser (Wasserstoffoxid) lautet:

Wasser → Wasserstoff + Sauerstoff | endotherm

3 Da für die Zerlegung von Wasser ständig Energie zugeführt werden muss (in Form von elektrischer Energie), handelt es sich um eine endotherme Reaktion.

Zusatzinformationen

Die Apparaturen mit ausführlicher Versuchsanleitung können bezogen werden über Aug. HEDINGER GmbH & Co., Chemikalien und Lehrmittel, Postfach 60 02 62, 70302 Stuttgart (Wangen).

Platin wirkt als Katalysator

Versuch

1 Versuchsergebnis: Lässt man Wasserstoff über die mit Platin beschichtete Katalysatorperle strömen, beginnt sie zu glühen. Nach kurzer Zeit entzündet sich der Wasserstoff und verbrennt.

Zusatzinformationen

Die mit Platin beschichteten Katalysatorperlen für Versuch 1 können bezogen werden über Aug. HEDINGER GmbH & Co., Chemikalien und Lehrmittel, Postfach 60 02 62, 70302 Stuttgart (Wangen).

Um die Katalysatorwirkung zu verdeutlichen, lässt sich auch ein Schülerversuch durchführen:
Zunächst werden folgende Salzlösungen vorbereitet: 12,4 g Fixiersalz (Natriumthiosulfat) in 1 Liter Wasser lösen, 13,5 g Eisen(III)-chlorid in 1 Liter Wasser lösen und 8 g Kupfersulfat in 1 Liter Wasser lösen. Anschließend werden 10 ml Fixiersalzlösung und 10 ml Eisen(III)-chloridlösung gemischt und die Zeit gemessen, bis die auftretende Blaufärbung wieder verschwindet. Wird der Versuch unter Zugabe eines Tropfens Kupfersulfatlösung wiederholt, wird die Katalysatorwirkung deutlich. Kupfersulfatlösung setzt die Aktivierungsenergie herab und beschleunigt die Reaktion messbar.

Schlusspunkt

Aufgaben

1 Rohe Kartoffeln sind hart und innen hellgelb. Beim Einfrieren von Pommes frites (klein geschnittene, stäbchenförmige Kartoffelstücke) ändern sich die Eigenschaften nicht. Beim Frittieren ändern sich die Eigenschaften. Die Kartoffelstücke werden innen weich und außen knusprig, die Farbe ändert sich in dunkelgelb bis braun. Beim Frittieren findet eine Stoffumwandlung oder chemische Reaktion statt, beim Einfrieren dagegen findet keine chemische Reaktion statt.

2 Eigenschaftsänderungen (das Fruchtfleisch wird braun und zersetzt sich, es entstehen Faulgase) deuten darauf hin, dass beim Faulen von Äpfeln chemische Reaktionen stattfinden.

3 Die Änderung der Eigenschaften (Farbe, Geruch, Geschmack), die Bildung neuer Stoffe (z. B. Kohlenstoff) und die Zufuhr von Energie (Aktivierungsenergie, Erhitzen im Toaster) sind Merkmale, an denen man eine chemische Reaktion erkennen kann.

4 Die Änderung der Aggregatzustände (Schmelzen, Erstarren, Verdampfen, Kondensieren, Sublimieren und Resublimieren) ist keine chemische Reaktion. Es findet keine Stoffumwandlung statt, die Stoffe bleiben dieselben. Im Beispiel wird durch Schmelzen aus Eis Wasser. Es ändert sich nur die Zustandsform (fest, flüssig oder gasförmig). Bei einer chemischen Reaktion findet eine Stoffumwandlung statt. Aus den Ausgangsstoffen (Edukten) entstehen Endstoffe (Reaktionsprodukte) mit anderen Eigenschaften.

5 a) Schwarzes Silbersulfid wird beim Erhitzen zerlegt, es findet eine chemische Reaktion statt. Aus einem Ausgangsstoff (einem Edukt) entstehen zwei Endstoffe (zwei Reaktionsprodukte). Bei der Zerlegung von Silbersulfid entstehen unter Wärmezufuhr die Reaktionsprodukte Silber (silbrig glänzende Kugel) und Schwefel (gelber Stoff). Das Reaktionsschema für die chemische Reaktion lautet:

Silbersulfid → Silber + Schwefel

b) Silber und Schwefel sind Elemente. Sie sind Grundstoffe, die sich nicht in weitere Stoffe zerlegen lassen. Silbersulfid ist eine Verbindung, sie lässt sich in Silber und Schwefel zerlegen.

c) Es hat eine endotherme Reaktion stattgefunden, da bei der Zerlegung von Silbersulfid ständig Energie (in Form von Wärme) zugeführt wird.
Im Reaktionsschema wird die endotherme Reaktion wie folgt angegeben:

Silbersulfid → Silber + Schwefel | endotherm

6 a) Beim Erhitzen von Kupfer und Schwefel findet eine chemische Reaktion statt. Aus zwei Ausgangsstoffen (zwei Edukten) entsteht ein Endstoff (ein Reaktionsprodukt). Die Ausgangsstoffe (Edukte) sind Kupfer und Schwefel. Der Endstoff (Reaktionsprodukt) ist Kupfersulfid. Das Reaktionsschema für diese chemische Reaktion lautet:

Kupfer + Schwefel → Kupfersulfid | exotherm

b) Bei der Reaktion von Kupfer und Schwefel hat sich die Verbindung Kupfersulfid gebildet. Die Bildung einer Verbindung nennt man Synthese.

c) Der Ablauf einer exothermen Reaktion kann mit folgender Modellvorstellung verglichen werden:
Eine Kugel soll über einen Hügel nach unten gebracht werden. Sie kann den Hügel nicht von alleine überwinden. Dazu benötigt man Energie. Oben, von der Spitze des Hügels aus, kann die Kugel dann von selbst ins Tal rollen.
Die chemische Reaktion kommt nicht von alleine in Gang. Die Ausgangsstoffe Kupfer und Schwefel müssen zuerst aktiv gemacht werden. Dazu benötigt man Aktivierungsenergie, man muss erwärmen. Hat die Reaktion eingesetzt, wird viel Energie (in Form von Wärme und Licht) frei. Sie reicht aus, um die chemische Reaktion in Gang zu halten.

7 Katalysatoren setzen die Aktivierungsenergie herab und liegen nach der Reaktion unverändert vor. Eine Modellvorstellung veranschaulicht, dass Katalysatoren einen anderen Reaktionsweg ermöglichen und chemische Reaktionen beschleunigen können. Mit einem Katalysator wird weniger Aktivierungsenergie benötigt, um die chemische Reaktion in Gang zu bringen. Im Modell wird die Kugel über einen anderen Weg, für den man weniger Energie benötigt, ins Tal gebracht (Vergleiche Aufgabe 6 c).

Schlusspunkt „Die chemische Reaktion“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
109	1	-	I	F3.1				K5 K8		
109	2	-	I	F3.1				K5 K8		
109	3	-	I	F3.1		E1		K4		
109	4	-	I	F3.1				K4		
109	5	a	II	F3.1 F3.4						
109	5	b	II	F1.2						
109	5	c	II	F4.1						
109	6	a	II	F3.1 F3.4						
109	6	b	II	F3.5						
109	6	c	II	F3.2		E7				
109	7	-	III	F4.3		E7				

Luft und Verbrennung

Startpunkt

Aufgaben

1 Luft und Feuer gehören zusammen. Starke Winde lassen Brände häufig wieder aufflammen. Ohne Luft ersticken die Flammen, das Feuer geht aus.

2 Bedingungen einer Verbrennung sind: brennbarer Stoff, Zutritt von Luft, Erreichen der Zündtemperatur, richtiges Mischungsverhältnis von Luft und brennbarem Stoff.

3 Feuer erzeugt Wärme, die wir zum Heizen, Kochen und Grillen nutzen. Es spendet Licht in Öllampen und liefert Energie zum Antrieb von Motoren. Feuer dient zur Erzeugung von elektrischem Strom. Brände können durch Blitzschlag oder defekte Elektrogeräte ausgelöst werden. In den meisten Fallen führen jedoch Unachtsamkeit und Leichtsinn der Menschen zu gefährlichen Bränden.

Bedingungen einer Verbrennung

Versuche

1 Versuchsergebnis: Wird die Metallplatte von unten erhitzt, entflammen zuerst die Zündhölzer, danach beginnen Pappe, Holz und Kohle zu rauchen.

2 Versuchsergebnis: Die Flammtemperatur von Heizöl liegt unter 55 °C; je nach Zusammensetzung des Öls.

3 Versuchsergebnis: Beim richtigen Mengenverhältnis kommt es zur Explosion. Im abgedunkelten Raum ist eine Flammenzone gut zu beobachten. Ein zu fettes oder zu mageres Gemisch zündet nicht.

4 Die Staubexplosion wird mit im Handel erhältlichen Bärlappsporen durchgeführt.

Bezugsquelle für Materialien und Geräte (Heizblock, Zündrohr, Modellsilo) mit ausführlichen Versuchsanleitungen: Aug. HEDINGER GmbH & Co., Chemikalien und Lehrmittel, Postfach 60 02 62, 70302 Stuttgart (Wangen).

Zusatzinformationen

Flammtemperaturen von brennbaren Flüssigkeiten:
Die Flammtemperatur ist die niedrigste Temperatur bei einem Luftdruck von 1013 hPa, bei der sich aus einer Flüssigkeit genügend Dämpfe entwickeln, die mit der Luft über dem Flüssigkeitsspiegel ein durch Fremdzündung entflammbares Gemisch bilden.

Beispiele für Flammtemperaturen

Benzin (Fahrbenzin)	– 40 °C
Aceton	– 19 °C
Brennspiritus	16 °C
Terpentinöl	35 °C
Dieselkraftstoff	> 55 °C
Stearin (Kerzenwachs)	196 °C
Olivenöl	225 °C

Zündtemperatur eines Stoffes:
Ein Stoff kann sich entzünden, ohne dass dazu eine Flamme notwendig ist. Die Mindesttemperatur, die unter Normbedingungen zum Herbeiführen der Entzündung erforderlich ist, wird Zündtemperatur genannt. Die Zündtemperatur ist die niedrigste Temperatur einer erhitzten Wand oder Oberfläche, an der ein brennbarer Stoff in Berührung mit Luftsauerstoff nach kurzzeitiger Einwirkung (höchstens 5 Minuten nach DIN-Norm) gerade noch zum Brennen angeregt wird.

Beispiele für Zündtemperaturen

Benzin (Fahrbenzin)	220 °C
Terpentinöl	240 °C
Dieselkraftstoff	220 bis 350 °C
Stearin (Kerzenwachs)	395 °C
Brennspiritus	425 °C
Olivenöl	440 °C
Aceton	540 °C

Explosionsvorgänge:

a) **Verpuffung** ist eine schwache Explosion, die nur mit geringer Druckentwicklung und schwacher Geräuschwirkung verläuft. Die Zündung schreitet in der Größenordnung von cm/s fort.

b) **Explosion** ist eine schnell verlaufende Reaktion unter plötzlicher starker Wärme- und Druckentwicklung. Sie ist meist mit grellem Lichtblitz und heftigem Knall verbunden. Die Zündung schreitet in der Größenordnung von m/s fort.

c) **Detonation** ist eine auf das äußerste gesteigerte Explosion. Der Vorgang verläuft mit Überschallgeschwindigkeit. Die Zündung schreitet in der Größenordnung von km/s fort.

Literaturhinweise

Die Roten Hefte, Lehrschriften für den Feuerwehrmann, Kohlhammer Verlag:
- Dr. Friedrich Kaufhold: „Verbrennen und Löschen“, Heft-Nr. 1
- Siegfried Volz: „Unterrichtseinheiten für die Brandschutzerziehung“, Heft-Nr. 57

Werkstatt: Brennmaterial für ein Lagerfeuer

Aufgaben

1 **Was brennt am besten?**
   1. Auswahl des Brennmaterials: Zeitungspapier, Papiertüte, Schreibpapier, Stroh, dünne Holzästchen, Zapfen, Holzkohle, Holzscheite.
   Zeitungspapier, Papiertüte, Schreibpapier und Stroh haben schneller Feuer gefangen. Die Brandreste sind überwiegend grauweiße Asche.

   2. Angefeuchtetes Brennmaterial ist sehr schwer zu entflammen, brennt schlecht und bildet Rauch.

   3. Das Aufflammen von schwer entzündlichen Stoffen kann man durch Einblasen von Luft z. B. mit einem Blasebalg beschleunigen.

2 **Ein Lagerfeuer aufschichten**
   1. Locker zerknüllte Papierseiten lassen sich rasch entfachen, eine zusammengefaltete Zeitung brennt nur an den Rändern.

   2. Man darf Kunststoff nicht im Lagerfeuer verbrennen, da sich gesundheitsschädliche bzw. giftige Gase entwickeln.

3 **Feuer aus!**
   1. Ein Feuer ist erst vollständig gelöscht, wenn in der Asche keine Glut mehr vorhanden ist.

   2. Kommt starker Wind auf, kann sich ein Feuer wieder entzünden.

   3. Die Brandwache beobachtet die Brandstelle, damit z. B. Glutnester durch plötzlich auftretende Winde nicht wieder entfacht werden.

Brennpunkt: Waldbrand

Aufgaben

1 Die meisten Waldbrände entstehen im Frühjahr, häufig im April. Gründe dafür sind dürres, ausgetrocknetes Pflanzenmaterial, zunehmende Erwärmung und sinkende Luftfeuchtigkeit. Die gefährlichsten Waldbrände brechen im Hochsommer aus bei Tagestemperaturen über 28 °C, nach einer längeren Schönwetterperiode und ausgetrockneten Waldböden. 98% aller Waldbrände werden von Menschen verursacht durch weggeworfene Zigarettenkippen, Entzünden von offenem Feuer, Funkenflug u. a. Nur 2 % der Waldbrände entstehen durch Blitzschlag.

2 Waldbrände lassen sich bekämpfen durch:
   a) **Schneisen schlagen** (Bild 1): Mit Baggern lassen sich Bodenwälle aufschütten, mit Panzern oder Planierraupen Schneisen in den Wald reißen. Solche Geländeteile können ein Feuer evtl. aufhalten, weil ihre Oberfläche nicht oder nur selten brennt. Alle Barrieren können jedoch von Flugfeuer, das häufig von hohen Fichten mit tief hängenden Ästen ausgeht, übersprungen oder vom Bodenfeuer durchlaufen werden.
   b) **Löschhubschrauber** (Bild 2) mit Löschwasseraußenbehälter werden für die Bekämpfung von Waldbränden aus der Luft eingesetzt. Die Löschwasserbehälter werden durch Eintauchen in offene Gewässer gefüllt, die größten unter ihnen können bis zu 5 000 Liter Wasser fassen. Aus Höhen zwischen 30 und 80 Metern wird das Wasser über dem Brand abgelassen. Dadurch soll die Flammenhöhe gesenkt und die Ausbreitung des Brandes verhindert werden. Waldbrandbekämpfung aus der Luft ist teuer und nur in der Entstehungsphase eines Brandes besonders wirkungsvoll. Die Hauptlöscharbeiten müssen von Feuerwehrleuten am Boden geleistet werden.
   c) **Ausschlagen** (Bild 3) mit Spaten, Schaufeln und Feuerpatschen (evtl. auch mit dicht bewachsenen Kiefer-, Fichten- oder Birkenästen): Durch kleine Schläge wird das Feuer gekühlt und ausgedrückt. Das Bodenfeuer sollte von außen nach innen ausgeschlagen werden, ohne dabei Funken hoch zu wirbeln.
   d) **Tanklöschfahrzeuge**: Aus einem 30 Meter langen Druckschlauch mit aufgesetztem Strahlrohr (Bild 4) können unter günstigen Bedingungen 500 bis 1000 Meter Feuersaum gelöscht werden mit 2400 bis 5000 Liter Wasser. Das Wasser wird dorthin gespritzt, wo die Flammen aus dem Boden aufsteigen. Erlischt das Bodenfeuer, geht auch das Kronenfeuer aus.

3 Mögliche Gefahrenquellen für Feuerwehrleute bei Waldbrand sind: Atemgifte, Rauchgase, zu schnelle Ausbreitung des Feuers, von Flammen eingeschlossen wurden, Angstreaktionen und Panik, Brandverletzungen, Verletzungen durch Stichflammen, Explosionen, Einsturz von Bäumen u. a.

4 Viele Tiere werden durch das Feuer schwer verletzt und sterben. Tiere, denen es gelingt, dem Feuer zu entkommen, finden danach keine Nahrung und verhungern. Die Tiere flüchten zwar vor dem Feuer, die Furcht vor den Feuerwehrleuten treibt sie jedoch oft wieder zurück ins Feuer und somit in den sicheren Tod.

Brandbekämpfung

Versuche

1 Die Verbrennung von Holz veranschaulicht einen Brand der Brandklasse A (feste Stoffe, die normalerweise unter Glutbildung verbrennen). In der Metallschale sollten kleine Holzspäne verbrannt werden, die schnell Flammen bilden. Anstelle von Holz kann auch Pappe, Stroh oder Papier verwendet werden. Je feiner und leichter der Brennstoff ist, um so eher besteht die Gefahr, dass Funken oder brennende Teile hochgewirbelt werden und evtl. umherfliegen.

2 Die Verbrennung von Benzin veranschaulicht einen Brand der Brandklasse B (Flüssigkeiten oder flüssig werdende Stoffe). Anstelle des stark rußenden Benzins kann man auch preiswerten Brennspiritus oder Lampenöl einsetzen. Beim Abdecken ist darauf zu achten, dass die Luftzufuhr völlig unterbunden ist.

3 Die Verbrennung von Butan (Feuerzeuggas) veranschaulicht einen Brand der Brandklasse C (Gase). Der Versuch muss gut vorbereitet sein, da das Gas sehr rasch verbrennt und die Flamme auch ohne Löschpulver ausgehen kann. Das Sieb kann vor dem Entzünden über dem Becherglas (hohe Form) eingespannt werden, das Löschpulver sollte bereit stehen und nach dem Entzünden sofort eingesetzt werden.

4 Die Verbrennung von Magnesium veranschaulicht einen Brand der Brandklasse D (Metalle). Das Magnesiumpulver kann mit dem Gasbrenner entzündet werden. Aus sicherem Abstand wird etwas Wasser (nicht zu viel, sonst ist nachher keine Glut mehr vorhanden) auf das brennende Magnesiumpulver gespritzt. Vorsicht! Hohe Stichflamme! Grelles Licht! Chemisch findet dabei eine Redoxreaktion statt (Magnesium wird zu Magnesiumoxid oxidiert, Wasser wird reduziert zu Wasserstoff). Der noch glühende Rest wird mit Sand abgedeckt. Durch die Luft gewirbeltes Magnesiumoxid führt manchmal zu großflächigen Verschmutzungen. Der Versuch kann, wenn möglich, im Freien durchgeführt werden. Nach dem Versuch kann man z. B. problematisieren, warum man Metallbrände nicht mit Wasser löschen darf. Die chemische Reaktion lässt sich wegen fehlender Grundkenntnisse zu diesem Zeitpunkt noch nicht erklären. Bei Metallbränden sollte man es nicht versäumen, auf die Bedeutung der Brandwache nach der Brandbekämpfung hinzuweisen.

Zusatzinformationen

Die Buchstaben in den Abbildungen 3 bis 6 sind Kurzbezeichnungen für das Löschmittel. Sie werden auch auf den entsprechenden Feuerlöschern angegeben.

W bedeutet Wasser und wässrige Lösung
S bedeutet Schaum
P bedeutet BC-Pulver *
PG bedeutet ABC-Pulver * oder Pulver für Glutbrände
PM bedeutet D-Pulver * oder Pulver für Metallbrände
K bedeutet Kohlenstoffdioxid

*Die Buchstaben vor dem Wort Pulver beziehen sich auf die Brandklassen.

Werkstatt: Versuche mit einer Kerze

Versuche

1 **Flamme auf dem Sprung**
Versuchsergebnis: Beim Entzünden eines kalten Dochtes muss das erstarrte Wachs erst geschmolzen und verdampft werden, bevor eine Kerzenflamme entsteht. Flüssiges Wachs steigt im Docht hoch und verdampft. Hat sich durch die exotherme Reaktion genügend Wachsdampf gebildet, springt die Flamme des Zündholzes sofort auf den Docht über, bevor die Zündholzflamme den Docht berührt. Die Kerze brennt ruhig weiter.

2 **Flamme aus der Flamme**
Versuchsergebnis: Die Wachsdämpfe am Docht werden über das Röhrchen abgeleitet und können am kerzenfernen Rohrende wieder entzündet werden.

3 **Auf die Luft kommt es an**
Versuchsergebnis: Ohne Luftzufuhr erlischt die Kerze nach kurzer Zeit. Ist die Frischluftzufuhr gewährleistet, brennt die Kerze ruhig weiter.

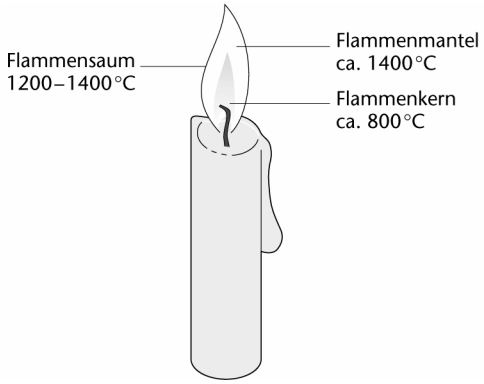
4 **Mikadostäbchen selbst gemacht**
Versuchsergebnis: Im unteren und mittleren Bereich der Kerzenflamme werden nur die Ränder der Holzstäbchen schwarz, die in den Flammenmantel gehalten wurden. Die Temperaturen im Flammensaum und im äußeren Bereich der Kerzenflamme sind höher, deshalb verkohlt bzw. entzündet sich das Holz hier schneller als im Flammenkern. Im Flammenkern findet keine Veränderung der Holzstäbchen statt.

Aufgabe

Nur die Wachsdämpfe verbrennen. Wird die Kerze erstmalig entzündet, muss die entstehende Wärme zunächst zum Schmelzen und Verdampfen des Kerzenwachses eingesetzt werden. Ist noch nicht genügend Wachsdampf vorhanden, wird die Kerzenflamme zuerst kleiner.

Zusatzinformationen

Bei einer Kerzenflamme sieht man einen gelb leuchtenden Flammenmantel, umgeben von einem bläulichen Flammensaum. Der Flammenkern um den glühenden Docht leuchtet ebenfalls bläulich. Die gelbe Flamme des Mantels entsteht durch glühenden Kohlenstoff, der bei unvollständiger Verbrennung des Wachses frei wird (Bildung von Ruß). Im Flammensaum verbrennt Kohlenstoff zu bläulich glühendem Kohlenstoffdioxid. Die Temperaturzonen einer Kerzenflamme sind von innen nach außen abgestuft. Die Temperatur im Flammenkern liegt bei etwa 800 °C, im Flammenmantel ist die Temperatur ca. 1400 °C heiß und nimmt zum äußeren Flammensaum nur wenig ab auf 1200 °C bis 1400 °C.



Die Rolle des Sauerstoffs bei der Verbrennung

Versuch

1 Das Volumen der eingesetzten Luft hat sich etwa um ein Fünftel verringert. Das Kupfer hat mit dem Sauerstoff aus der Luft zu Kupferoxid reagiert. Demnach besteht die Luft zu einem Fünftel (20,95 %) aus Sauerstoff.

Werkstatt: Luft reagiert mit Kupfer

Versuch

Ein Fünftel (20,95 %) der im Versuch zur Verfügung gestellten Luft reagiert mit dem Kupfer, dieses Fünftel ist Sauerstoff. Vier Fünftel der Luft reagieren nicht mit dem Kupfer, diese vier Fünftel sind im Wesentlichen Stickstoff.

Zusatzinformation

Das Experimentieren mit Materialen aus der Medizintechnik gewährleistet einen geringen Stoffverbrauch und die Einsatzmöglichkeit komplexer Versuchsanordnungen für jeden Schüler.
Alle Materialen kann man (auch als Set) erhalten über Aug. HEDINGER GmbH & Co., Chemikalien und Lehrmittel, Postfach 600262, 70302 Stuttgart (Wangen).

Die Zusammensetzung der Luft

Aufgabe

1 Stoffsteckbrief von Stickstoff: Stickstoff ist ein farb- und geruchloses Gas. Es ist nicht brennbar und unterhält die Verbrennung nicht. Die Schmelztemperatur von Stickstoff beträgt –210 °C, die Siedetemperatur –196 °C. Seine Dichte ist kleiner als die von Luft, Stickstoff hat eine Dichte von 1,17 g/l (bei 20 °C und 1013 hPa). Stickstoff ist wenig wasserlöslich (Ein Liter Wasser löst bei 0 °C nur etwa 23 ml reinen Stickstoff. Wird ein Liter Wasser bei 20 °C mit Luft gesättigt, so lösen sich etwa 13 ml Stickstoff.) Flüssiger Stickstoff ist farblos. Er wird in der Kältetechnik verwendet. Lebensmittel werden in flüssigem Stickstoff tiefgefroren und damit haltbar gemacht. In der Medizin werden Organe und Sperma darin aufbewahrt.

Strategie: Ein Kreisdiagramm erstellen

Zusatzinformationen

Die Darstellung von Daten in Form von Diagrammen ist aus der Mathematik bekannt, ist aber auch in allen anderen Naturwissenschaften von großer Bedeutung. Am Beispiel der Zusammensetzung der Luft wird kleinschrittig die Entwicklung eines Kreisdiagramms erläutert.

1. Schritt: Zunächst muss geklärt werden, ob die Schülerinnen und Schüler im Umgang mit dem Zirkel geübt sind, die Begriffe Radius und Durchmesser kennen sowie das Prozentrechnen schon beherrschen.

2. Schritt: Ist die Zusammensetzung der Luft bekannt, kann man die Volumenanteile, die meist in Prozent angegeben werden, in Winkelgrade umrechnen. Dabei erhält man folgende Werte: 78,08% Stickstoff entsprechen 281°; 20,95% Sauerstoff entsprechen 75°; 0,93% Edelgase entsprechen 3°; für 0,04% Kohlenstoffdioxid verbleiben als Rest im Kreis nur 0,1°.

3. Schritt: Beim Zeichnen der Winkel im Kreis ist darauf zu achten, dass mit dem Geodreieck maximal ein Winkel von 180° zu zeichnen ist. Das heißt, in der Praxis werden die Schülerinnen und Schüler die Winkel 75° für den Sauerstoffanteil, 3° für den Edelgasanteil und 1° für den Kohlenstoffdioxidanteil einzeichnen. Der Restanteil im Kreis beträgt dann 281°.

4. Schritt: Durch Addition der einzelnen Winkelgrade und Volumenanteile in Prozent wird deutlich, dass 360° im Kreis exakt 100% entsprechen.

   Addition der Prozentanteile:
   78,08% + 20,95% + 0,93% + 0,04% = 100 %
   Addition der Winkelgrade:
   281,1° + 75,42° + 3,35° + 0,144° = 360°

5. Diagramme können mit Legenden versehen werden. Eine Legende ist eine Zeichenerklärung, die Farben und Linien in einem Diagramm erläutert.

Strategie: Diagramme am PC

Zusatzinformationen

Die Darstellung von Daten in Form von Diagrammen ist entweder im Textverarbeitungsprogramm oder mit einem Tabellenkalkulationsprogramm möglich. Ausgehend von einer Tabelle können Diagramme mithilfe des Diagrammassistenten, der durch das Programm führt, entwickelt werden. Im PC-Programm stehen verschiedene Diagrammtypen (z. B. Säule, Balken, Linie, Kreis, Punkt, Fläche u.a.) und Untertypen zur Auswahl.

Um ein Diagramm besser lesbar zu machen, können Gitternetzlinien eingefügt, Diagrammachsen beschriftet und Farben verändert werden. Legenden, die Farben, Zeichen und Linien in einem Diagramm erläutern, können je nach Bedarf angezeigt und eingefügt werden.

Werkstatt: Wir verbrennen Stoffe

Versuche

1 **Wie lange brennt das Teelicht?**
Je mehr Sauerstoff für die Verbrennung zur Verfügung steht, desto länger kann die Kerze brennen.
Versuchsergebnis: Die Kerze brennt am längsten unter dem größten Becherglas, die Kerzenflamme geht am schnellsten unter dem kleinsten Becherglas aus.

2 **Verändern Verbrennungen die Masse von Holz?**
Wenn Holz brennt, bilden sich im Wesentlichen die Verbrennungsgase Kohlenstoffdioxid und Wasser. Die Verbrennungsgase verflüchtigen sich in den Raum. Deshalb bewirkt die Bildung der Verbrennungsgase einen Masseverlust des Zahnstochers.
Versuchsergebnis: Die nicht verbrannten Reste der Zahnstocher sind leichter als die ehemaligen Zahnstocher.

3 **Verändert sich die Masse von Eisen beim Glühen?**
Der Versuch 3 kann auch in der Weise durchgeführt werden, dass man keine Digitalwaage nimmt, sondern eine Hängewaage mit Schalen. Eine der Schalen hängt man aus und befestigt stattdessen am Waagebalken eine Stricknadel. Auf die Stricknadel steckt man den Ballen Eisenwolle. An einer leicht angelaufenen Stricknadel haftet die Eisenwolle besser als auf einer neuen, glatten. Die Waage wird austariert, indem man ausreichend viel Sand in die verbliebene Schale gibt. Der Vorteil dieser Anordnung liegt in dem unmittelbaren Erlebnis, wie sich die Waage nach der Seite der schwerer werdenden Eisenwolle neigt.
Versuchsergebnis: Es bildet sich Eisenoxid; die Eisenwolle wird schwerer, da Sauerstoff mit dem Eisen reagiert. Die Zunahme der Materie bewirkt eine Zunahme der Masse.

4 **Verbrennungen verändern Stoffe**
Versuchsergebnis: Der nicht brennbare Rest eines Zahnstochers ist wesentlich brüchiger als der hölzerne Zahnstocher.

Aufgabe

3 **Verändert sich die Masse von Eisen beim Glühen?**
Abgesehen von der Farbveränderung verliert das Eisen seine Festigkeit. Das Eisenoxid ist brüchig und lässt sich zwischen den Fingern zerreiben.

4 **Verbrennungen verändern Stoffe**
Holz verbrennt hauptsächlich zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. Der nicht brennbare Rest eines hölzernen Zahnstochers ist kein Holz mehr, sondern fasrig strukturierte Asche. Diese hat nicht mehr die Festigkeit von Holz.

Metalle reagieren mit Sauerstoff

Versuche

1 Das Licht, das bei der Verbrennung von Magnesium entsteht, schädigt die Augen. Es sollte daher nur wenig Magnesium eingesetzt werden. Etwa 5 cm Magnesiumband reichen völlig. Der Sand soll den gläsernen Standzylinder vor zu großer Hitzeeinwirkung durch herunterfallendes brennendes Magnesium schützen.
Versuchsergebnis: Magnesium (graues, glänzendes Metall) verbrennt zu Magnesiumoxid (weißer, spröder Feststoff).

2 Auch beim Verbrennen von Eisen sollte der Standzylinder durch Sand vor zu großer Wärmeeinwirkung durch herabfallendes brennendes Eisen geschützt werden.
Versuchsergebnis: Eisen (graues Metall) verbrennt zu Eisenoxid (grauschwarzer Feststoff).

3 Vorsicht! Das Licht des brennenden Magnesiums ist schädlich für die Augen.
Versuchsergebnis: Magnesiumoxid ist ein Metalloxid. Metalloxide bilden mit Wasser alkalische Lösungen. Der Universalindikator färbt sich blau.

4 Calcium reagiert stark exotherm mit Sauerstoff, es entsteht Calciumoxid. Das weiße Oxid bildet mit Wasser eine alkalische Lösung, der Universalindikator wird blau.

Aufgaben

1 Wird Calcium mit einer stark rauschenden Brennerflamme erhitzt, entsteht als Reaktionsprodukt Calciumoxid.

2 Magnesia ist Magnesiumoxid, ein Reaktionsprodukt der Verbrennung von Magnesium in Sauerstoff. Magnesia ist nicht brennbar, sehr hitzebeständig und ein schlechter Wärmeleiter und ist daher für den Einsatz in der Hitze der Brennerflamme geeignet.

Zusatzinformationen

Der Versuch 4 wird in einem Porzellantiegel durchgeführt. Auf Bild 6 ist kein Porzellantiegel zu sehen, weil sonst im Foto die typische Flamme nicht gut zu erkennen wäre.

Das Bindungsbestreben von Metallen zu Sauerstoff

Versuche

1 Der Gasbrenner kann alternativ auch waagerecht eingespannt werden und das Pulver von oben in die nicht leuchtende Flamme gestreut werden. Keinen Kartuschenbrenner verwenden! Als Unterlage empfiehlt sich eine große Aluminiumfolie. Das Glasrohr soll wenigstens 20 cm lang sein. Taucht man das Glasrohr etwa 1 cm tief in das Magnesiumpulver ein, dann bleiben ausreichend viele Pulverkörner im Glasrohr haften.
Erst einatmen, dann das Glasrohr an den Mund setzen, mit dem Glasrohrende auf die Gasbrennerflamme zielen und dann erst das Magnesiumpulver in die Gasbrennerflamme blasen.

2 Die Metalle reagieren unterschiedliche heftig mit Sauerstoff. Das Bindungsbestreben mit Sauerstoff ist unterschiedlich stark ausgeprägt. Die Reaktionsheftigkeit ist nur zu vergleichen, wenn man Pulver gleicher Menge und Korngröße einsetzt.
Als Versuchsergebnis lässt sich folgende Reihenfolge mit zunehmender Reaktionsheftigkeit erstellen:
Kupfer: brennt mit leicht grünlicher Flamme
Eisen: leichter Funkenflug mit gelblichen Funken
Magnesium: starker Funkenflug mit hell leuchtenden Funken
Aluminium: heftiger Funkenflug mit leuchtenden Funken

Werkstatt: Metalle werden verschieden stark oxidiert

Versuche

1 Versuchsergebnis: Eisenwolle verbrennt mit gelblich leuchtenden Funken zu schwarzgrauem Eisenoxid.

2 Es ist wichtig, dass das „Kupferbriefchen“ sorgfältig gefaltet und zusammengepresst wird. Es soll sichergestellt sein, dass keine Luft (kein Sauerstoff) von außen an die Innenfläche des Kupfers gelangt.
Versuchsergebnis: Kupfer wird an der der Luft zugewandten Seite zu Kupferoxid oxidiert. An der Innenseite, die vor dem Zutritt des Sauerstoffs geschützt ist, findet keine Oxidation statt.

3 Es ist darauf zu achten, dass der Versuch über der Aluminiumfolie ausgeführt wird, um den Arbeitsplatz sauber zu halten und ungewollte Verbrennungen auszuschließen. Es darf kein Kartuschenbrenner benutzt werden, und der Gasbrenner muss waagrecht eingespannt werden, damit die Metallspäne nicht in den Brenner fallen. Der Gasbrenner muss auf die nicht leuchtende Flamme eingestellt werden.
Versuchsergebnis: Jedes Metall erzeugt unterschiedlich helle Funken und eine andere Funkenfärbung. Die Metalle lassen sich nach ihrer Reaktionsheftigkeit in eine Reihe anordnen:
Kupfer: schwach grüne Flamme
Eisen: etwas heftiger Funkenflug mit gelblich leuchtenden Funken
Zink: Funkenflug mit gelblichen Funken

4 Die Eisenwolle muss fettfrei sein.
Die Oxidation von Eisen verläuft langsam und benötigt mehrere Tage. Der für die Oxidation benötigte Sauerstoff stammt hauptsächlich aus dem an der Wasseroberfläche des Reagenzglases gelösten Sauerstoff, und dem Sauerstoff aus der Luft im Reagenzglas. Der Wasserspiegel im Reagenzglas steigt daher mit der Zeit an.
Versuchsergebnis: Nach einigen Tagen bildet sich an der Eisenwolle im Reagenzglas Rost.

Oxide des Kohlenstoffs

Versuch

1 Das Stück Holzkohle sollte wenigstens die Größe einer Erbse haben.
Versuchsergebnis: Holzkohle (schwarz-grau, spröde) verbrennt zu Kohlenstoffdioxid (farbloses Gas, trübt Kalkwasser). Zurück bleibt ein wenig weißgraue Asche.

Aufgabe

1 Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlenstoffdioxid

Nichtmetalle reagieren mit Sauerstoff

Versuche

Alle Verbrennungen werden mit Sauerstoff durchgeführt. Die Reaktionen laufen dabei deutlich sichtbarer und vollständiger ab. Bei den Versuchen sind die Eigenschaften des Eduktes mit denen des Reaktionsprodukts genau miteinander zu vergleichen.

1 Schwefeldioxid ist giftig, daher muss der Versuch unter dem Abzug ausgeführt werden.
Versuchsergebnis: Schwefel (gelb, spröde) verbrennt zu Schwefeldioxid (farbloses Gas, bleichende Wirkung).

2 Schwefeldioxid ist giftig, daher muss bei diesem Lehrerversuch im Abzug gearbeitet werden. Das Nichtmetall Schwefel verbrennt hauptsächlich zu Schwefeldioxid.
Versuchsergebnis: In einer wässrigen Schwefeldioxidlösung färbt sich Universalindikator rot.

3 Die Holzkohle verglüht unter anderem zu Kohlenstoffdioxid. Kohlenstoffdioxid ist ein Nichtmetalloxid und bildet mit Wasser eine (schwach) saure Lösung.
Versuchsergebnis: Der Universalindikator färbt sich in einer Kohlenstoffdioxidlösung schwach gelborange.

Schwefeldioxid wird aus dem Rauchgas entfernt

Versuch

1 Versuchsergebnis: In der 1. Waschflasche zeigt die Entfärbung das Vorhandensein von Schwefeldioxid an. Nachdem das Rauchgas die 2. Waschflasche mit Kalkwasser passiert hat, zeigt die Lugols-Lösung in der 3. Waschflasche keine Änderung mehr.
Schwefeldioxid ist durch das Kalkwasser nach folgender Reaktionsgleichung absorbiert worden:
$SO_2 + Ca(OH)_2 + H_2O \rightarrow CaSO_3 + 2\ H_2O$

Um eine genaue Aussage über die Verminderung des Schwefeldioxid-Anteils zu erhalten wird das Rauchgas vor und nach dem Einleiten in Kalkwasser mit SO_2-Prüfröhrchen gemessen.

Brennpunkt: Treibhauseffekt

Aufgaben

1 Gefahren, die mit der Zunahme des Treibhauseffekts verbunden sind: Verringerung der polaren Eiskappen; Abschmelzen von Gletschern; dadurch und durch die Volumenausdehnung des erwärmten Meerwassers Anstieg des Meeresspiegels; Bedrohung von flachen Inseln und Küstenregionen; auch Veränderung des Klimas sowie Verschiebung der Klimazonen möglich, wodurch evt. Hauptanbaugebiete für Getreide bedroht sind.

2 Kohlenstoffdioxid entsteht vor allem bei der Verbrennung kohlenstoffhaltiger Brennstoffe (Kohle, Erdgas, Erdölprodukte) und bei der Vernichtung von Tropenwälder durch Brandrodung.

3 Neben Kohlenstoffdioxid wirken folgende Gase als Treibhausgase: Ozon (entstanden durch fotochemische Reaktionen über Stickstoffoxide, Hauptverursacher ist der Verkehr), CFKW (Chlor-Fluor-Kohlenwasserstoffe, früher verwendet als Treibgase in Spraydosen, Kühlmittel, Reinigungs- und Lösungsmittel, Kunststoffverschäumung), Methan (Nassreisanbau, Mägen der Wiederkäuer, Faulen von Biomasse, Sumpfgas, Deponiegas, Erdgaslecks, Biogas), Distickstoffoxid (Verbrennung fossiler Brennstoffe und Biomasse, Stickstoffdüngung).

Brennpunkt: Ozon am Boden

Zusatzinformationen

Wohin verschwand das Ozon am Donnerstag?
(Abbildung 1)
In fast jeder größeren Stadt und auch in Reinluftgebieten gibt es Messstationen. Sie messen neben den Luftschadstoffen (Kohlenstoffmonooxid, Schwefeldioxid und Stickstoffoxide) auch die Feinstaub- und Ozonbelastung. Die Abbildung beschreibt die Ozonbelastung während einer Sommerwoche im Juli 1991 in Emmendingen bei Freiburg in Süddeutschland. Die ganze Woche über herrschten ähnliche Strahlungsverhältnisse und Windgeschwindigkeiten, die Temperaturen waren hoch, tagsüber nahezu 30 °C. Wie bundesweit so oft an heißen Sommertagen stieg das Ozon auf Werte bis fast 300 Mikrogramm pro Kubikmeter Luft. Einzig am Donnerstag wurden nur 153 Mikrogramm pro Kubikmeter Luft gemessen.
Wie lässt sich die Abnahme des Ozonwerts erklären?
Der Wind wehte an allen Tagen außer Donnerstag aus nordwestlicher Richtung. Dort liegt die Autobahn Karlsruhe-Basel. Am Donnerstag drehte der Wind und kam ausnahmsweise aus Nordost. Dort liegt der Schwarzwald. Ozon und Stickstoffoxide sanken.
Hier können verschiedene Ursachen diskutiert werden: Sank die Ozonkonzentration, weil tagsüber aus dem Schwarzwald Luft mit geringerer Ozonbelastung herangeweht wurde? Oder wurden durch den Wechsel der Windrichtung weniger Stickstoffoxide von der Autobahn in die Stadt getragen, sodass sich weniger Ozon gebildet hat? Oder stimmen beide Erklärungsmöglichkeiten?

Bildung von Ozon am Boden
Ozon entsteht in Städten und Industriegebieten, wenn die Luft viele Schadstoffe enthält. Vor allem Stickstoffoxide und Kohlenwasserstoffe aus den Auspuffgasen der Autos tragen bei intensiver Sonneneinstrahlung zur Ozonbildung am Boden bei. Schadstoffe und Ozon werden durch den Wind weiträumig verteilt. Bei Nacht wird das Ozon unter Mitwirkung der Schadstoffe wieder zersetzt. In Reinluftgebieten, in denen weniger Schadstoffe in der Atmosphäre vorhanden sind, baut sich das Ozon nur langsam ab.

Ozonbelastung im Jahresverlauf
(Abbildung 3)
Hohe Ozonkonzentrationen treten besonders in den Sommermonaten auf, man spricht vom Sommersmog. Diese Art Sommersmog mit erhöhter Ozonbelastung wurde erstmals in Los Angeles beobachtet, einer heißen Wüstenstadt in Kalifornien.

Schlusspunkt

Aufgaben

1 Wird Terpentinöl in eine offene Flamme gesprüht, wird es fein zerstäubt bzw. zerteilt. Mit zunehmendem Zerteilungsgrad wird die Oberfläche des brennbaren Stoffes größer, die Verbrennung verläuft zunehmend heftiger und oft spontan oder explosionsartig.

2 Feuchtes Heu beginnt zu gären. Dabei entstehen brennbare Gase und Wärme. Wird die Zündtemperatur erreicht, kommt es zur Selbstentzündung.

3 Die Kerzenflamme ist nicht heiß genug, um die Oxidation von Kupfer ausreichend zu beschleunigen; es findet so gut wie keine Oxidation von Kupfer statt. Stattdessen schlägt sich der Ruß der Kerzenflamme am Kupfer nieder. Dagegen ist die Flamme des Gasbrenners heiß genug, um die Oxidation des Kupfers in die Wege zu leiten.

Kupfer + Sauerstoff → Kupferoxid

4 Das Gas aus der roten Gasflasche ist Wasserstoff. Es reagiert explosiv mit Luftsauerstoff zu Wasser, Watesmopapier wird blau. Die chemische Reaktion lässt sich mit folgendem Reaktionsschema beschreiben:

Wasserstoff + Sauerstoff → Wasser(stoffoxid)

Die Reaktionsart ist eine Oxidation (Reaktion mit Sauerstoff).

5 Edle Metalle reagieren nicht oder kaum mit Sauerstoff. Weil sie nicht oder nur schlecht Oxidschichten bilden, behalten sie ihren metallischen Glanz. Edelmetalle besitzen über lange Zeit einen metallischen Glanz.

6 Der Luftbestandteil Kohlenstoffdioxid ist ein Nichtmetalloxid und reagiert mit den Wassertröpfchen in der Luft zu Kohlensäure. Der Anteil der Kohlensäure im Regenwasser ist allerdings recht gering.
Zusatzinformation: Der Grund liegt im Aufbau der Kohlensäuremoleküle. Es sind überwiegend Wassermoleküle, welche jeweils ein Kohlenstoffdioxidmolekül verhältnismäßig locker gebunden haben. Die chemische Formel von Kohlensäure ist daher weniger H_2CO_3, sondern zutreffender eher $H_2O \cdot CO_2$. In dieser Form kann ein sauer wirkendes Wasserstoffion nur schwer abgespalten werden.

7 a) Im Körper des Menschen werden Nährstoffe, meist Glucose (Traubenzucker), oxidiert.

b) Die Oxidationen verlaufen im Vergleich zu Verbrennungen an der Luft sehr langsam ab und ohne Flammenerscheinung.

c) Die frei werdende Energie dient zur Aufrechterhaltung der Körpertemperatur und zur Bewegung.

8 Das Reaktionsprodukt von Blei und Sauerstoff ist Bleioxid. Das Rostschutzmittel gehört zu der Stoffklasse der Oxide. „Mennige“ beispielsweise ist ein Rostschutzmittel, das aus Bleioxid besteht.

9 Menschen und Tiere atmen Kohlenstoffdioxid in die Luft aus, und die Pflanzen benötigen Kohlenstoffdioxid zur Fotosynthese. In diesem Rahmen ist Kohlenstoffdioxid ein natürlicher Luftbestandteil.
Durch Verbrennung kohlenstoffhaltiger Brennstoffe entsteht weltweit mehr Kohlenstoffdioxid, als von den grünen Pflanzen gebunden werden kann. Dieses trägt zur Erwärmung der Erdatmosphäre bei und wird in diesem Sinne als Luftschadstoff angesehen.

Komplexe Aufgabe „Kohlenstoffoxide“

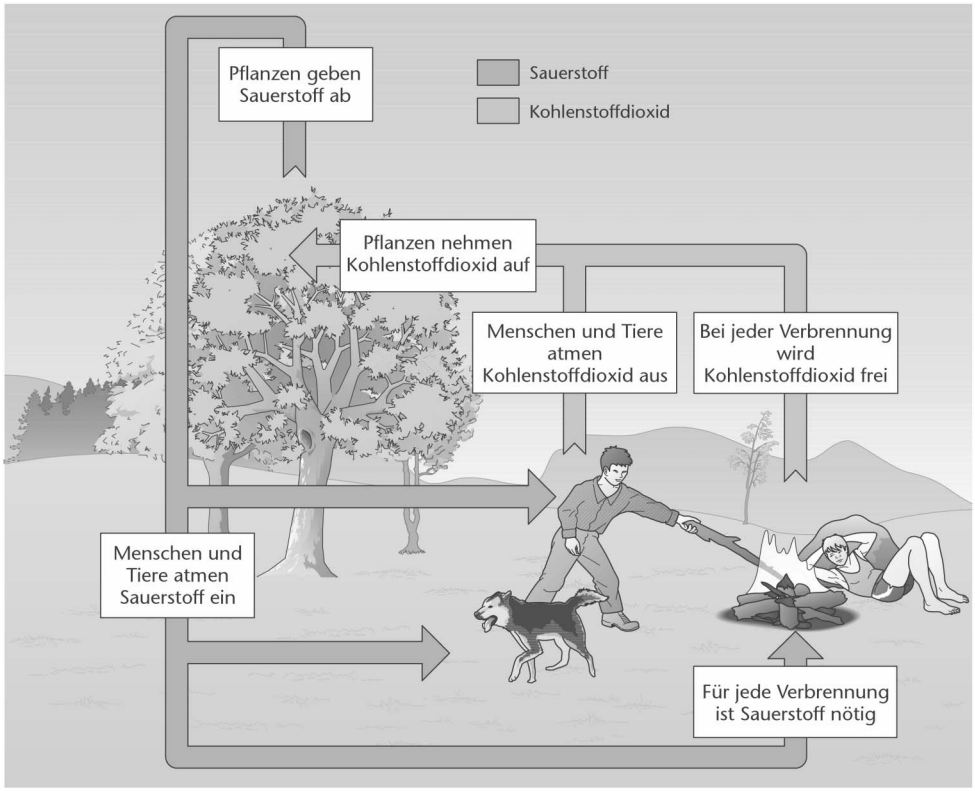
1 Verbrennt Kohlenstoff bei ungenügender Luftzufuhr, entsteht Kohlenstoffmonooxid. Das Gas ist farb- und geruchlos und sehr giftig. Es entsteht im Verbrennungsmotor und in Heizkesseln als Nebenprodukt. Wegen seiner Giftigkeit unterliegt es beim Abgastest der Autos strengen Bestimmungen.

2 Nach dem Entzünden verbrennt Kohlenstoffmonooxid mit blauer Flamme zu Kohlenstoffdioxid. Das Reaktionsschema lautet:

Kohlenstoffmonooxid + Sauerstoff
→ Kohlenstoffdioxid I exotherm

3 Wird Holzkohle entzündet, glüht sie bei Luftzufuhr hell auf und verglüht langsam unter Wärmeabgabe. Zurück bleibt hellgraue Asche. Die Asche ist der Rückstand der Mineralstoffe in der Holzkohle, sie ist nicht das Oxid des Kohlenstoffs. Wird Kohlenstoff in Luft oder reinem Sauerstoff verbrannt, so bildet sich ein farb- und geruchloses Gas. Dieses Gas ist das Oxid des Kohlenstoffs, es wird Kohlenstoffdioxid genannt. Schüttelt man einen Standzylinder, in dem sich Kohlenstoffdioxid und Kalkwasser befinden, beobachtet man eine milchige Trübung. Kohlenstoffdioxid bildet mit Kalkwasser einen weißen Feststoff, der als Niederschlag ausfällt und die Trübung verursacht. Die Trübung von Kalkwasser ist ein Nachweis von Kohlenstoffdioxid.

4 Grüne Pflanzen enthalten Chlorophyll (Blattgrün), mit dessen Hilfe sie die Fotosynthese durchführen. Als Erzeuger (Produzenten) bauen die Pflanzen aus Kohlenstoffdioxid und Wasser unter Einfluss der Sonnenenergie Traubenzucker auf, der als Energielieferant zur Verfügung steht. Der Traubenzucker wird entweder für den Aufbau körpereigener Stoffe in den Pflanzen verwendet oder als Reservestoff in Früchten, Samen, Wurzeln und Knollen gespeichert. Bei der Fotosynthese geben die Pflanzen Sauerstoff ab, der in die Atmosphäre entweicht. Tiere und Menschen benötigen für die Atmung Sauerstoff und nehmen ihn aus der Luft auf. Einen Teil des Sauerstoffs verbrauchen die Pflanzen für sich selbst. Tiere und Menschen sind nicht in der Lage, energiereiche Stoffe aus energiearmen Stoffen durch Fotosynthese herzustellen. Sie benötigen als Verbraucher (Konsumenten) ständig Nahrung in Form von pflanzlicher oder tierischer Biomasse. Die in der Nahrung gespeicherte Energie nutzen sie für ihre Lebensvorgänge. Folgende Grafiken zeigen die Abhängigkeiten zwischen grünen Pflanzen einerseits und Tieren bzw. Menschen andererseits.



5 Die Meldung aus einer Zeitung beschreibt den Klimawandel in Europa: In den Mittelmeerländern (z.B. Italien) nehmen die Niederschläge ab, der Anbau von Gemüse und Getreide ist ohne Bewässerung nicht mehr möglich, weite Landstriche verwandeln sich in Steppen. Das Klima in Süddeutschland wird wärmer, die Temperaturen nehmen zu, so dass im Schwarzwald Orangen- und Zitronenbäume gedeihen. Die Gefahr von Überschwemmungen, Unwettern, Stürmen und Sturmfluten steigt. Durch Veränderung des Meeresspiegels können Flussmündungen und tiefliegende Teile der Küsten überflutet werden. Ursache des Klimawandels könnte eine Zunahme des Treibhauseffekts auf der Erde sein. Durch Verbrennung kohlenstoffhaltiger Brennstoffe (Kohle, Erdöl, Erdgas) entsteht weltweit mehr Kohlenstoffdioxid, als die Bäume und andere grüne Pflanzen aufnehmen können. Die Folge davon ist ein Anstieg des Kohlenstoffdioxidgehaltes in der Atmosphäre. Werden tropische Regenwälder durch Brandrodung vernichtet, führt dies zu einem weiteren Anstieg des Kohlenstoffdioxidanteils in der Luft. Dadurch verstärkt sich der natürliche Treibhauseffekt und die Temperatur in Bodennähe nimmt zu.

Schlusspunkt „Luft und Verbrennung“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		**E**		**K**		**B**
138	1	-	I			E1		K4		
138	2	-	II			E1		K5 K8		B3
138	3	-	III	F3.1 F3.4						
138	4	-	II	F3.3 F3.4 F4.1						
138	5	-	II	F1.1						
138	6	-	I			E1		K4 K8		
138	7	-	III	F3.1 F4.2		E1		K4		
138	8	-	II	F2.1						
138	9	-	III							B5
139	komplexe	1	I	F3.7						
139	komplexe	2	I	F3.1						
139	komplexe	3	I	F3.4						
139	komplexe	3	II			E5				
139	komplexe	4	II			E6		K1 K2 K3 K5 K8		
139	komplexe	5	III			E6		K5 K8		B3 B5

Die chemische Zeichensprache

Startpunkt

Aufgaben

1

Flüchtige Lautsprache	Beständige Schriftsprache	Bilder
In einem Gespräch	In einem Brief	Foto
In einer Diskussion	In einer Mail	Gemälde
Bei einem Telefonat	In einer SMS	
Beim Singen		

Man kann sagen, dass die Lautsprache gewählt wird, wenn Informationen schnell weitergegeben werden müssen und/oder der Inhalt schnell veraltet. So ist es z. B. nicht sinnvoll einen Brief zu schreiben, wenn ich meiner Mutter mitteilen will, dass ein Freund heute zum Essen mitkommt. Hier würde man die Lautsprache über das Telefon wählen. Briefe und Bilder sind beständiger und enthalten oft Informationen, die auch über einen längeren Zeitraum hinweg aktuell bleiben.
Die moderne Kommunikationstechnik hebt diese Grenzen aber teilweise auf. So werden auf mit Hilfe eines Handys heutzutage Informationen in Form von Schriftzeichen weitergegeben, die noch vor einigen Jahren der Lautsprache vorenthalten geblieben wären. Ähnlich verhält es sich auch mit den Fotos, die über das Handy versendet werden.

2 Links:
die Taubstummensprache ist dazu geeignet, auch internationale Grenzen zu überwinden. Es entstehen aber auch in dieser Sprachform „Dialekte“ und Eigenheiten, die nur Eingeweihte entziffern können.

Die Notensprache hingegen ist tatsächlich international. Sie ist aber nur dem zugänglich, der die erlernt hat und dem diese Zeichen somit ihre Bedeutung offen legen. Es hat viele Jahrhunderte und Versuche lang gedauert, bis die Musikerwelt sich auf die heutige Form der Notensprache geeinigt hat. Heute geben die Noten z. B. Auskunft über die Tonhöhe, aber auch über Pausen, die einzuhalten sind und rhythmische Hinweise. Dennoch bleibt auch hier dem Musiker ein gewisser Spiel – und Interpretationsraum, sodass die Notenschreibweise nur annähernd das wiedergeben kann, was derjenige, der es aufgeschrieben hat, sich vorgestellt hat.

Mitte:
Mit Hilfe des „Steins von Rosette“ ist es gelungen die ägyptischen Hieroglyphen, deren Sinn sich den Forschern viele Jahre lang nicht erschlossen hat, zu entziffern.

Bei Straßenschildern handelt es sich um konkrete Handlungsanweisungen im Straßenverkehr. Sie können mehr oder weniger bildhaft eine gewisse Übereinkunft darstellen. Die hier dargestellten Bilder geben dem, der am Straßenverkehr teilnimmt z. B. Auskunft über eine zu erwartende Gefahrenstelle, weil eine Baustelle oder ein Engpass besteht. Die Straßenschilder haben in vielen Ländern Ähnlichkeit miteinander, können in Details aber auch voneinander abweichen. Dennoch sind sie so offensichtlich gestaltet, dass oft auch Besucher eines fremden Landes den Sinn der Handlungsanweisung entnehmen können.

Einstein: die mathematische Sprache ist wie die Notenschrift ein Beispiel für eine Sprache, die sich nur dem Eingeweihten zu erschließen scheint. Hier kommt aber klar zum Ausdruck, dass komplexe Gedankengänge in der mathematischen Sprache oft zutreffender und kürzer dargestellt werden können.

Die Symbole, die die verschiedenen Sportarten wiedergeben, sind als „Piktogramme“ von außerordentlich bildlichem Charakter. Besondere Merkmale der verschiedenen Disziplinen sind hier abstrahiert und in einem Bild verdeutlicht worden.

3 Bei der Diskussion um die „Geheimsprachen“ ist auch nicht zu vernachlässigen, dass die Benutzer häufig auch gerne in ihrem „geheimen Zirkel“ bleiben und Unwissende so ausschließen. Das wird schon in den Symbolen und Bezeichnungen der Alchemisten deutlich, die ganz klar einen „Geheimbund“ darstellten.
Ein anderes Beispiel für eine Geheimsprache ist die sinnentfremdete Verwendung von bekannten Symbolen. Dazu zählt z. B. die Verwendung von Ziffern anstelle von Buchstaben. Nur wer die „Übersetzungstabelle“ hat, kann die Bedeutung „entziffern“.

Das Gesetz von der Erhaltung der Masse

Versuche

1 Es ist sinnvoll, die Eisenwolle vor dem Experiment zu entfetten, z. B. mit Aceton. Die Eisenwolle sollte erst dann für das Experiment benutzt werden, wenn das Lösungsmittel sich vollständig verflüchtigt hat. Man sollte unter die Eisenwolle, die mit dem Gasbrenner erhitzt wird, eine feuerfeste Unterlage legen. Den Gasbrenner anfangs nicht zu heiß einstellen. Der „Funkenflug“ könnte zu großen Einfluss auf das Versuchsergebnis haben.
Versuchsergebnis: Die Waage neigt sich zu der Seite, an der die Eisenwolle entzündet wurde. Bei der Verbrennung von Eisen hat (da zum Ausgangsstoff Sauerstoff dazu kam) eine Massenzunahme stattgefunden.

2 Auch Versuch 2 zeigt einen Reaktionsablauf im verschlossenen Raum. Dabei geht es **nicht** darum, auf die Zusammensetzung der Luft abzuheben. Dazu ist der Versuch nicht geeignet. Es soll lediglich gezeigt werden, dass das gesamte System sich von der Masse her nicht verändert.
Versuchsergebnis: Die Kerze erlischt nach einiger Zeit unter dem Becherglas, da ihr der Sauerstoff fehlt. Der Wasserspiegel im Becherglas steigt an, da das Gasvolumen im Becherglas abnimmt. Auf der Waage ist keine Massenveränderung festzustellen.

Werkstatt: Werden Stoffe „leichter“ oder „schwerer“?

Versuche

1 a) und b)
Diese Versuche sollen im Vergleich zeigen, dass eine Massenkonstanz erst eintritt, wenn die chemische Reaktion in einem verschlossenen Raum abläuft. Somit wird deutlich, in welchem Rahmen das Gesetz von der Erhaltung der Masse Gültigkeit besitzt.

Aufgaben

1 Die Streichholzköpfe wiegen vor und nach der Reaktion gleich viel. Der Ballon nimmt an Volumen zu. Wenn die Reaktion in einem verschlossenem Raum abläuft, „blasen“ die gasförmigen Reaktionsprodukte den Ballon auf.

2 Bei Versuch 1a) ist eine Massenabnahme festzustellen. Da hier ein offenes System vorliegt, verflüchtigen sich, im Gegensatz zu Versuch 1b), die gasförmigen Reaktionsprodukte in den Raum. Das übrig bleibende, feste Reaktionsprodukt (abgebrannte Streichholzköpfe) ist folglich leichter als der Ausgangsstoff.

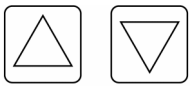
Zusatzinformationen

Genaugenommen müsste der Auftrieb des Luftballons in die Massenberechnung miteinbezogen werden. Er ist jedoch so gering, dass er hier vernachlässigt wird.

Zeitpunkt: Symbole im Wandel der Zeit

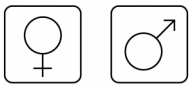
Aufgaben

1.



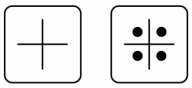
Feuer Wasser

Es ist sinnvoll, die Bilder zunächst einmal beschreiben zu lassen. Auch in den alchemistischen Symbolen kommt wie in dem Sprichwort, etwas sei „wie Feuer und Wasser“ die Gegensätzlichkeit dieser „Elemente“ zum Ausdruck. Feuer kann z.B. mit Wasser gelöscht werden.



Kupfer Eisen

Die alchemistischen Zeichen für die Elemente Kupfer und Eisen zeigen die Mehrdeutigkeit der Symbole bzw. die andere Bedeutung in einem anderen Kontext. So ist das alchemistische Symbol für Kupfer in der Biologie das Symbol für „weiblich“ und das alchemistische Symbol für Eisen in der Biologie das Symbol für „männlich“.



Säure Essigsäure

Diese Symbole verdeutlichen die hierarchische Gliederung und den Versuch, Ordnung in die Naturphänomene zu bringen. So kann das „Kreuz“ als Oberbegriff gesehen werden. Durch die verschiedenartige Anordnung der Punkte in dem Kreuz wurden auch schon zu alchemistischer Zeit Unterbegriffe gebildet.

2 Heute werden Stoffe, die ausschließlich aus Atomen mit gleicher Anzahl an Protonen im Kern bestehen, als chemische Elemente bezeichnet. Von den Elementen sind die Verbindungen und die Stoffgemische abzugrenzen. Früher war die Definition des Begriffs „Element“ intuitiver und unpräziser. Die Bezeichnung von Feuer, Wasser, Luft und Erde als die vier „Grundelemente“ geht auf den griechischen Philosophen Aristoteles zurück. Robert Boyle definierte dann ein chemisches Element als einen Reinstoff, der mit chemischen Methoden nicht weiter zerlegt werden kann. Diese Definition hat den Nachteil, dass man nie sicher sein kann, ob man die chemischen Methoden völlig ausgeschöpft hat. Wäre es z. B. im Labor nicht gelungen, Wasser in seine Bestandteile, zu zerlegen, so hätte man es als Element einordnen müssen. Nach der Kernladungszahl (Ordnungszahl) werden die Atome der 103 natürlichen Elemente heute im Periodensystem der Elemente (PSE) in Gruppen und Perioden angeordnet.

Impulse: Das Spiel mit den Teilchen

Aufgaben

Ziel dieser Impulseseite ist es, die Schüler spielerisch an den Molekülbegriff und die Formelschreibweise heranzuführen. Dabei wird an dieser Stelle kein Wert darauf gelegt, dass Moleküle gebaut und benannt werden, die wirklich existieren. Auch die Benennung muss vorläufig keine Ähnlichkeit zu der allgemein üblichen Formelschreibweise aufweisen, sondern kann und soll alleine der Phantasie der Schüler entspringen. Die Anzahl der Bindungen (Bindigkeit), die ein Atome eingehen kann, ist in die „Spielregeln“ mit aufgenommen worden. Die Schüler werden das Prinzip, dass einzele Bausteine sich zu größeren Gruppen formieren, erkennen. So kann schon hier der Begriff „Molekül“ eingeführt werden.
Aus praktischen Gründen bietet es sich an, einmal einen Klassensatz Schablonen von einer Schülergruppe anfertigen zu lassen und diese dann im Bedarfsfall einzusetzen, da die Anfertigung der Schablonen einige Zeit in Anspruch nimmt. Die „Teilchengruppen“, die von den Schülern angefertigt worden sind, sollten einige Zeit aufbewahrt werden. So ist es möglich, dass diese dann im Laufe der Unterrichtsreihe mit der tatsächlichen Formelschreibweise beschrieben werden oder die Schüler anhand von Formeln erkennen, dass sie Bilder für tatsächlich existierende Moleküle gezeichnet haben.

Impulse „Das Spiel mit den Teilchen“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
144	Wer ist schon gerne alleine	Anfertigung Schablonen	I			E7		K4 K5		
144	Atommodell	Anschauen Molekülbaukast	I	F1.5 F2.1				K2 K4 K6		
144	Türschilder aus Phanta-sialand	Anfertigung Türschilder	II	F1.2 F1.3 F1.4 F2.1 F3.2		E6 E7		K6		

Die chemische Zeichensprache

Die chemische Reaktion als Umgruppierung von Teilchen

Aufgabe

1 Bei der Bildung von Wassermolekülen reagieren zweiatomige Wasserstoffmoleküle mit zweiatomigen Sauerstoffmolekülen. Das Reaktionsprodukt ist ein Molekül aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom. Die Umgruppierung lässt sich wie folgt zeichnen:
Zwei Wasserstoffmoleküle reagieren mit einem Sauerstoffmolekül zu zwei Molekülen Wasser. Die Anzahl der Moleküle, die miteinander reagieren, sollte hier vorgegeben werden, da der Focus der Betrachtung auf dem Vorgang der Umgruppierung liegt.

Die Entwicklung der heutigen Symbolschreibweise

Aufgaben

1

Stickstoffdioxid: NO_2

Kohlenstoffdioxid: CO_2

Wasser: H_2O

2 a) Methan: CH_4

b) Ammoniak: NH_3

3 a) Das Molekül besteht aus einem Schwefelatom und zwei Sauerstoffatomen.

b) Das Molekül besteht aus drei Sauerstoffatomen.

c) Das Molekül besteht aus zwei Wasserstoffatomen, einem Schwefelatom und vier Sauerstoffatomen.

Das Konzept der Wertigkeit

Aufgaben

1 a) Mg: II-wertig, O: II-wertig
1 x Mg, 1 x O .
Formel: MgO

b) Na: I – wertig, S: II – wertig,
KGV = 2
Na: I x 2 = 2
S: II x 1 = 2
Formel: Na_2S

2 Die Steckbausteine geben nur eine Information über das Zahlenverhältnis der Bindungspartner. Das Molekülmodell liefert darüber hinaus weitere Informationen zum Größenverhältnis der Bindungspartner und zum Bindungswinkel.

Die chemische Zeichensprache

Strategie: Ein Modell für die Reaktionsgleichung

Aufgaben

1 Zwei Moleküle Wasserstoff reagieren mit einem Molekül Sauerstoff zu zwei Molekülen Wasser.

2 Die Colaflaschen entsprechen den Sauerstoffatomen, die Limonadeflaschen entsprechen den Wasserstoffatomen. Beide Elemente kommen nur in Form von Molekülen vor und werden dementsprechend beim Getränkehändler in „Zweierpacks“ gelagert.

3 Bei einer chemischen Reaktion werden die Bindungen zwischen den Atomen gelöst, die Atome neu angeordnet und dann neue Bindungen zwischen den Teilchen gebildet.

Modell Getränkehändler	**Teilchenvorstellung**
ursprünglicher Kasten	ursprüngliche Bindung zwischen den Teilchen
Limonadeflaschen	Wasserstoffatome
Colaflaschen	Sauerstoffatome
Zweierpack	Molekül aus zwei Atomen
Dreierpack	Molekül aus drei Atomen
Neuer Kasten	neu gebildetes Molekül
aufreißen der Verpackungsfolie	lösen der alten Bindungen
einordnen in den neuen Kasten	Bildung der neuen Bindungen

4

	Modell Getränkehändler	**Teilchenvorstellung**
Große 2	Anzahl der Kisten	Anzahl der Moleküle
Tiefgestellte 2	Anzahl der Flaschen in den Kisten	Anzahl der Atome im Molekül

Die Reaktionsgleichung

Aufgaben

1 Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff zu Wasser.
Es muss zunächst die Formel für das Reaktionsprodukt ermittelt werden, bevor die Gleichung ausgeglichen werden kann.
1. Schritt: Erstellen der Formel für das Reaktionsprodukt.
H: I – wertig, O: II – wertig, KGV= 2,
H: I x 2 = 2
O: II x 1 = 2
Formel: H_2O
$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$ / O Atome ausgleichen
$H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$ / H Atome ausgleichen
$2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$

2 Aluminium reagiert mit Chlor zu Aluminiumchlorid.
1. Schritt: erstellen der Formel für das Reaktionsprodukt.
Al: III – wertig, Cl: I – wertig, KGV = 3,
Al: III x 1 = 3,
Cl: I x 3 = 3
Formel: $AlCl_3$
$Al + Cl_2 \rightarrow AlCl_3$ / KGV von 2 und 3 = 6
$Al + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ AlCl_3$ / Al Atome ausgleichen
$2\ Al + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ AlCl_3$

3 Natrium reagiert mit Schwefel zu Natriumsulfid.
Natriumsulfid hat die Formel Na_2S.
$Na + S \rightarrow Na_2S$
$2\ Na + S \rightarrow Na_2S$

Brennpunkt: Massenverhältnisse von Teilchen in Reaktionen

Versuch

1 1 g Kupfer reagiert nicht mit 1 g Schwefel, sondern nur mit 0,24 g, d. h., es entsteht 1,24 g Kupfersulfid (Cu_2S). $m_{Cu} : m_S = 1\ g : 0{,}24\ g$ oder: Das Massenverhältnis Kupfer zu Schwefel beträgt in diesem Fall 4,16 : 1. Es zeigt sich, dass 1 g Kupfer immer mit der gleichen Masse Schwefel zu Kupfersulfid reagiert.

Werkstatt: Wie viel Kupfer reagiert mit Schwefel?

Versuch

1 Der Werkstattversuch zeigt in Analogie zum Brennpunktversuch ein ähnliches Ergebnis. Für die Durchführung des Versuchs muss auf die Beschreibung des Versuchs 1 „Aus zwei mach eins“ der Werkstattseite „Kupfer-Rot und Schwefel-Gelb“ (S. 95) zurückgegriffen werden.

Aufgabe

1. Nach sorgfältigem Arbeiten und bei genauen Messwerten zeigt sich, dass das Massenverhältnis $m_{Kupfer} : m_{Schwefel}$ gleich bleibt. Bei einer chemischen Reaktion reagieren die Ausgangstoffe in konstanten Massenverhältnissen.

Kann man Atome zählen – der Molbegriff

Aufgabe

1 Die Gleichung hat eine Doppelbedeutung:
   a) 4 Atome Aluminium reagieren mit 3 Molekülen Sauerstoff zu 2 Verbindungsteilchen Aluminiumoxid.

   b) 4 mol Aluminium reagieren mit 3 mol Sauerstoff zu 2 mol Aluminiumoxid.

Schlusspunkt

Aufgabe

1 a) rechnerische Erstellung der Formel
Mg: II– wertig; N: III- wertig
Das KGV von II und III ist 6.
II x **3** = 6 und III x **2** = 6
Die Formel lautet: Mg_3N_2

b) Magnesium und Stickstoff reagieren zu Magnesiumnitrid.
$3\ Mg + N_2 \rightarrow 2\ Mg_3N_2$

2 a) Es handelt sich um 10 Moleküle, aber auch um 10 mol Wasser.

b) Es handelt sich um 3 Moleküle, aber auch um 3 mol Ammoniak.

c) Es handelt sich um 4 Moleküle, aber auch um 4 mol Chlor.

3 Bei einer chemischen Reaktion werden die Bindungen zwischen den Teilchen gelöst, die Teilchen neu angeordnet und dann neue Bindungen zwischen den Teilchen geknüpft. Es findet also ein Umgruppierung der Teilchen statt.

4 a) Eisen ist hier III- wertig, Chlor ist I- wertig.
Die Formel für Eisen(III) -chlorid ist somit $FeCl_3$.
Bei der Reaktionsgleichung muss beachtet werden, dass Chlor nur als zweiatomiges Molekül vorkommt:
$2\ FeCl_3 \rightarrow 2\ Fe + 3\ Cl_2$

b) Die Formel wird aus dem Namen abgeleitet:
Schwefeltrioxid. Ein Schwefelatom ist mit drei Sauerstoffatomen verbunden, also: SO_3
In der Reaktionsgleichung muss beachtet werden, dass Sauerstoff nur als zweiatomiges Molekül vorkommt.
$2\ S + 3\ O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

5 a) Zwei Moleküle Wasserstoff reagieren mit einem Molekül Sauerstoff zu zwei Molekülen Wasser.

b) Die Masse von 1 mol Wasserstoff erhält man, wenn man die Teilchenmasse in Gramm nimmt. Die Atommasse kann aus dem Periodensystem abgelesen werden. Zudem kommt Wasserstoff nur als zweiatomiges Molekül vor.
1 mol Wasserstoff wiegt 2 g. Dementsprechend wiegen 2 mol Wasserstoff das Doppelte, nämlich 4 g.

6 Die Masse von 1 mol Aluminium ergibt sich, indem man die Atommasse aus dem PSE abliest und die Einheit „Gramm“ hinzufügt. 1 mol Aluminium = 27 g. Dementsprechend handelt es sich bei 108 g Aluminium um das 4-fache, also 4 mol Aluminium.

7 a) Hier muss berücksichtigt werden, dass Sauerstoff nur als zweiatomiges Molekül O_2 vorkommt. Dementsprechend handelt es sich bei 1mol Sauerstoff um 32 g und bei 192 g Sauerstoff um genau 6 mol.

b) Die Beantwortung der Aufgabe erfolgt in mehreren Schritten:
1. Formel des Reaktionsproduktes erstellen:
Al = III – wertig, O = II- wertig, KGV = 6, III x 2 =6, II x 3 = 6 Formel: Al_2O_3
2. Reaktionsgleichung mit Hilfe der Formeln formulieren. Es muss beachtet werden, dass Sauerstoff als zweiatomiges Molekül vorkommt: $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$
3. Das Ergebnis aus der Berechnung der Aufgabe 7a wird in die Reaktionsgleichung eingesetzt:
$Al + 6\ O_2 \rightarrow Al_2O_3$
4. Die Gleichung wird ausgeglichen
$8\ Al + 6\ O_2 \rightarrow 4\ Al_2O_3$
5. 8 mol Aluminium entsprechen 216 g. Es müssen also 216 g Aluminium in der Reaktion eingesetzt werden, damit sie vollständig abläuft.

Komplexe Aufgabe „chemische Zeichensprache“

1 Beschreibe die Versuchsdurchführung.
Formuliere die Wortgleichung für die Reaktion.
Ersetze die Wortgleichung durch Formeln.
Gleiche die Reaktionsgleichung so aus, dass sich auf der rechten und auf der linken Seite die gleiche Anzahl von Atomen befinden.
Formuliere die Reaktionsgleichung in Worten.
Beachte dabei die Doppelbedeutung.

2 Aluminium + Sauerstoff → Aluminiumoxid
$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$
$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$/ Al Atome ausgleichen
$2\ Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$ / O Atome ausgleichen
$2\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$ / Al Atome ausgleichen
$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$

Vier Aluminiumatome reagieren mit drei Sauerstoffmolekülen zu zwei Verbindungsteilchen Aluminiumoxid. Aber auch: 4 mol Aluminium reagieren mit 3 mol Sauerstoff zu 2 mol Aluminiumoxid.

Schlusspunkt „Die chemische Zeichensprache“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
154	1	a	II	F3.2				K4		
154	1	b	I	F3.4				K8		
154	2	a	II					K4		
154	2	b	II					K5		
154	2	c	II					K8		
154	3		II	F1.2 F1.3 F1.4 F1.5 F2.2 F3.2 F3.4		E7		K4 K8		
154	4	a	III	F1.5 F3.2 F3.4		E7		K4 K8		
154	4	b	III	F2.2 F3.2 F3.4				K5 K8		
154	5	a	I	F1.2						
154	5	b	III	F1.4 F1.5 F2.1 F2.2 F3.1 F3.2 F3.4				K4 K5 K8 K9		
154	6		II	F3.4		E7		K2 K4 K8		
154	7	a	III	F3.4 F3.7		E7		K2 K4 K8		B6
154	7	b	III	F2.2 F3.2 F3.4		E6 E7		K4 K8		
155	komplexe	1 a	II	F1.2				K4		B3
155	komplexe	1 b	III	F1.3 F1.4 F1.5 F2.2 F3.4				K5 K6 K7 K8 K9		B6
155	komplexe	2	III	F1.2 F1.3 F1.4 F1.5 F2.2 F3.1 F3.3 F3.4		E6 E7		K4 K8		

Startpunkt

Aufgaben

1 Unerlässliche Metallgegenstände sind z. B. verschiedene Teile des Kochgeschirrs wie Töpfe, Pfannen oder Schüsseln. Genauso findet man in der Küche Messer verschiedener Bestimmung und Gabeln. Im handwerklichen Bereich wird ebenfalls mit zahlreichen Metallgegenständen gearbeitet: Zange, Hammer und Schraubenzieher sind nur einige Beispiele.
Aber auch ein Auto lässt sich nicht ohne Metalle denken, obwohl hier heutzutage das Metall schon häufig durch Teile aus Kunststoff ersetzt worden ist.

2 Der Begriff „gediegen“ meint, dass das Metall rein und nicht in einer Verbindung auftritt.
Gerade beim Gold sind die „Goldadern“ sprichwörtlich. Hier kann Gold direkt abgebaut und ohne besondere Aufbereitungsverfahren weiterverarbeitet werden. Gold kommt aber nicht nur in Adern vor, sondern befindet sich auch in Form von „Nuggets“ z. B. in Flüssen. Hier werden kleinste Goldpartikel von den Goldwäschern von den nicht erwünschten Gesteinen befreit. Im Gegensatz zu den Erzen – bei denen es sich um chemische Verbindungen handelt – handelt es sich dabei allerdings um ein Gemisch. Beim „Goldwaschen“ finden also rein mechanische Verfahren Anwendung, während es sich beim Hochofenprozess um einen chemischen Prozess handelt.

3 Es ist anzunehmen, dass die Schüler z. B. im Erdkunde – oder Geschichtsunterricht schon etwas über den Hochofen oder seine Vorgänger erfahren haben. Hier ist auch der Rennofen zu nennen.

Die Reduktion

Versuche

1 Silberoxid zerfällt schnell. Der feinpulvrige, weißgraue Rückstand (fein verteiltes Silber) ist leicht zu erhalten. Um ein metallisch glänzendes Silberkügelchen zu erhalten, muss der Rückstand jedoch erst zusammengeschmolzen werden.
Das Silber(I)-oxid kann man selber herstellen, in dem man eine Silbersalzlösung mit Kalilauge versetzt und den braun-schwarzen Niederschlag abfiltriert. Den Niederschlag gut mit Wasser waschen und bei niedriger Temperatur trocknen.
Versuchsergebnis: Aus grauschwarzem Silberoxid entstehen ein feinpulvriger, weißgrauer Stoff (fein verteiltes Silber) und ein Gas. Die Glimmspanprobe verläuft positiv.

2 Das Reagenzglas kann durch die Hitzeentwicklung zerspringen, daher ist eine Unterlage unbedingt erforderlich.
Versuchsergebnis: Die Reaktion läuft nach kurzem Erhitzen von alleine ab. Eine Glühfront wandert durch das Gemisch. Nach dem Abkühlen kann man kupferfarbene Bestandteile im Reaktionsprodukt feststellen. Kupferoxid kann durch Eisen reduziert werden.

3 Dass hier keine Reaktion stattfindet, ist für den Schüler nur daran zu erkennen, dass kein „Nachglühen“ also keine exotherme Reaktion stattfindet. Wichtig ist, dass im Unterschied hierzu Versuch 2 vom Schüler die exotherme Reaktion erkannt wurde.
Versuchsergebnis: Eisenoxid kann nicht durch Kupfer reduziert werden. Kupfer ist ein schwächeres Reduktionsmittel als Eisen.

Werkstatt: Die Reduktion von Metalloxiden

Versuche

2 **Wir stellen Kupfer her**
Der Versuch ist sicher und einfach durchzuführen. Die größte Gefahr ist, dass das Kalkwasser in das Reagenzglas zurücksteigt. Aus diesem Grunde ist es ratsam, kein großvolumiges Reagenzglas zu nehmen. Außerdem sollte genau darauf geachtet werden, dass das Winkelrohr nur wenig in das Kalkwasser eintaucht. Da beim Erhitzen Kohlenstoffdioxid entsteht, ist es ratsam, mit dem Erhitzen von rechts nach links zu beginnen. Sofort nach dem Durchglühen muss das Reagenzglas so weit angehoben werden, dass das Winkelrohr nicht mehr in das Kalkwasser eintaucht.
Versuchsergebnis: Im Kalkwasser perlen Gasblasen hoch, das Kalkwasser trübt sich. Nach dem Erkalten erkennt man im Reagenzglas einen rötlichen festen Stoff (Kupfer).

Aufgaben

1 **Die Reduktionskraft von Eisen**
Im einfachsten Fall werden bei der Zeichnung nur die vorgegebenen Teile kombiniert oder nur der Reagenzglashalter ergänzt. Die Teile können auch durch Abpausen miteinander kombiniert werden. Das Zeichnen aus freier Hand bietet sich an, um die Anfertigung chemischer Zeichnungen zu üben.

2 **Wir stellen Kupfer her**

1. Das Kupferoxid und die Holzkohle reagieren unter Aufglühen miteinander, wobei ein Gas entsteht. Mithilfe von Kalkwasser kann nachgewiesen werden, dass es sich bei dem Gas um Kohlenstoffdioxid handelt. Der rötliche Feststoff im Reagenzglas kann aufgrund seiner Farbe als Kupfer identifiziert werden.

2. Kupferoxid + Kohlenstoff → Kupfer + Kohlenstoffdioxid
$2\ CuO + C \rightarrow 2\ Cu + CO_2$

3. Das Kalkwasser stellt einen Nachweis für das Vorhandensein von CO_2 dar. Dieses wird durch eine Trübung des Kalkwassers nachgewiesen.

4. Der Kohlenstoff ist in dieser Reaktion das Reduktionsmittel und wird selber oxidiert. Das Kupferoxid wird reduziert, wobei Sauerstoff abgegeben wird und metallisches Kupfer entsteht.

Reduktion und Redoxreaktion

Die Redoxreaktion

Die Reduktionskraft der Metalle (Redoxreihe der Metalle) ist aus Gründen der Übersicht für den Schüler nur an neun Metallen aufgezeigt. Eine vollständigere Reihe lautet:
Au, Pt, Hg, Ag, Cu, Pb, Fe, Zn, Al, Mg, Na, Ca, K

V Versuche

1 Magnesium kann dem Wasser den Sauerstoff entreißen, wobei Wasserstoff und Magnesiumoxid entstehen. Das Magnesium glüht bei dieser Reaktion hell auf. Der Versuch zeigt, dass man Magnesiumbrände nicht mit Wasser löschen darf, weil das Löschmittel selbst nicht nur mit dem Sauerstoff, sondern darüber hinaus mit dem entstehenden Wasserstoff zusätzlich Brennstoff liefert.
Das Reaktionsschema lautet:
Wasser + Magnesium → Wasserstoff + Magnesiumoxid
Der entstehende Wasserstoff wird mit der Knallgasprobe nachgewiesen.

2 Versuchsergebnis: Kohlenstoffdioxid kann durch Magnesium reduziert werden.
Die Versuche 1 und 2 zeigen, dass auch Nichtmetalloxide als Oxidationsmittel dienen können, wobei als Reaktionsprodukte die Nichtmetalle Wasserstoff und Kohlenstoff entstehen. Diese können ebenfalls in die Redoxreihe eingeordnet werden. Die schwarzen Kohlenstoffflocken im weißen Magnesiumoxid sind gut zu erkennen. Zur besseren Demonstration können die Kohlenstoffflocken mit Wasser ausgespült und abfiltriert werden. Damit der Glaszylinder bei der Reaktion nicht zerspringt, sollte etwas Sand auf den Boden des Gefäßes gegeben werden.

A Aufgaben

1

Oxidation	Reduktion	Oxidationsmittel	Reduktionsmittel
Zn → ZnO	FeO → Fe	FeO	Zn
Zn → ZnO	PbO → Pb	PbO	Zn
Fe → FeO	PbO → Pb	PbO	Fe
Pb → PbO	CuO → Cu	CuO	Pb

Mithilfe der Reaktionsgleichungen kann auf einen Ausschnitt der Redoxreihe der Metalle zurückgeschlossen werden. Es zeigt sich, dass das Bindungsbestreben zu Sauerstoff sehr unterschiedlich ist. So bindet Zink den Sauerstoff besser als Eisen, Eisen besser als Blei und Blei besser als Kupfer. Je stärker das Bindungsbestreben zu Sauerstoff ist, desto „unedler" ist das Metall.

2 a) Es ist an dieser Stelle darauf zu achten, ob die Schüler das Kapitel „Die chemische Zeichensprache" schon vorher bearbeitet haben. Ansonsten müsste mit einem Reaktionsschema gearbeitet werden. Formeln bieten sich aber an, weil der „Übergang" des Sauerstoffatoms von einem Atom zum anderen direkt an der Formel abgelesen werden kann.
$H_2O + Mg \rightarrow H_2 + MgO$

b)

Oxidation	Reduktion	Oxidationsmittel	Reduktionsmittel
Mg → MgO	$H_2O \rightarrow H_2$	H_2O	Mg

Da Magnesium ein größeres Bindungsbestreben zu Sauerstoff hat als Wasserstoff, ist es „unedler" als dieser. In der Redoxreihe der Metalle müsste der Wasserstoff dementsprechend auf jeden Fall links vom Magnesium eingeordnet werden.

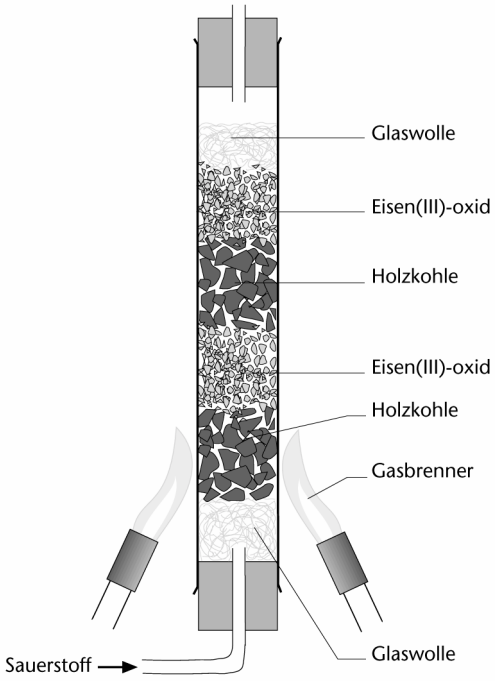
3 Da Kupfer edler ist als Wasserstoff und ein edleres Metall ein Oxid eines unedlen Stoffes nicht reduzieren würde, kann Wasser mit Hilfe von Kupfer nicht zu Wasserstoff reduziert werden.

Brennpunkt: Der Hochofenprozess

Modellversuch (Lehrerversuch)

Material:
Quarzglasrohr (ca. 20 cm lang, *d* = 1,5 cm), gewinkeltes Glasrohr mit durchbohrtem Stopfen, Glasrohr mit ausgezogener Spitze und durchbohrtem Stopfen, Glaswolle (bzw. Steinwolle), 2 Gasbrenner, Magnet, Stativmaterial

Chemikalien:
Aktivkohle (gekörnt), Eisen(III)-oxid, Sauerstoff (brandfördernd, O)



Durchführung:
Ein senkrecht im Stativ eingespanntes Quarzrohr wird am unteren Ende mit einem Stopfen verschlossen, in dem ein Glasrohr (gewinkelt) gasdicht eingeführt und mit einer Sauerstoffflasche verbunden ist. Das Reaktionsrohr wird gemäß der Abbildung folgendermaßen beschickt:
Auf eine Schicht von Glaswolle folgt gekörnte Aktivkohle (etwa 7 cm hoch), dann Eisen(III)-oxid (etwa 2 cm hoch), dann wiederum eine Schicht Aktivkohle gefolgt von einer Schicht aus Eisen(III)-oxid. Die oberste Schicht wird dann mit Glaswolle abgedeckt und das Quarzglasrohr mit Stopfen und Glasrohr (mit Spitze) verschlossen.
Mithilfe von zwei schräg gestellten Gasbrennern wird die unterste Kohleschicht zum Glühen gebracht und dann Sauerstoff durch das Reaktionsrohr geleitet. Dann erhitzt man das Eisen(III)-oxid und anschließend die obersten Schichten. Das am oberen Glasrohr entweichende Kohlenstoffmonooxid wird abgefackelt.
Wenn beide Kohleschichten glühen, wird die Sauerstoffzufuhr vermindert und die Brenner werden entfernt. Beim Nachlassen des Glühens stellt man die Sauerstoffzufuhr ab und lässt das Reaktionsrohr abkühlen. Anschließend prüft man das Reaktionsprodukt mit einem Magneten.

Ergebnis:
Es ist schwarzes Eisenpulver entstanden, das vom Magneten angezogen wird.

Auswertung:
An den chemischen Prozessen, die zur Reduktion von Eisen(III)-oxid führen, sind folgende zwei Schritte beteiligt:
1. Entstehung des Reduktionsmittels Kohlenstoffmonooxid in den Aktivkohleschichten des Hochofenmodells (Oxidation):
   $2\ C + O_2 \rightarrow 2\ CO$
2. Indirekte Reduktion des Eisenerzes: Das heiße Kohlenstoffmonooxid steigt in die darüber liegende Schicht von Eisen(III)-oxid und reduziert dieses bei einer Temperatur von etwa 400 °C, wobei es selbst oxidiert wird (Redoxreaktion):
   $3\ Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2\ Fe_3O_4 + CO_2$
   $Fe_3O_4 + CO \rightarrow 3\ FeO + CO_2$
   $FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$

Hinweis:
Es ist unbedingt erforderlich, die Sauerstoffzufuhr nach dem Aufglühen der Aktivkohle zu reduzieren, da anderenfalls die Aktivkohle durch den Sauerstoff vollständig zu Kohlenstoffdioxid oxidiert wird. Kohlenstoffmonooxid entsteht nur bei einer unvollständigen Verbrennung von Kohlenstoff.

Literaturhinweise

J. Reiss: „Alltagschemie im Unterricht“, Aulis Verlag Deubner & CO KG, Köln 1994, S.18ff.

Medienhinweis

http://www.chemieunterricht.de

Redoxreaktionen in der Technik

Versuch

1 Die Materialien müssen trocken sein. Das Thermitgemisch muss gut gemischt werden. Anstelle des Magnesiumbandes kann auch eine Wunderkerze genommen werden. Wegen der stark exothermen Reaktion sollte der Versuch nur im Freien, mit genügend Sicherheitsabstand und geeigneten Sicherheitsmaßnahmen durchgeführt werden.
Versuchsergebnis: In einer stark exothermen Reaktion reagiert das Gemisch nach dem Entzünden. Unter den Reaktionsprodukten ist Eisen (Prüfung mit dem Magneten) zu finden.

Zusatzinformation

Die von Lehrmittelvertrieben angebotenen Experimentiersätze für das Thermitverfahren sind auch im Raum durchführbar. Zu erhalten bei:
August HEDINGER GmbH & Co., Chemikalien und Lehrmittel, Postfach 60 02 62, 70302 Stuttgart (Wangen)

Lexikon: Stahl

Aufgaben

1 Im Jahr 2005 betrug die Stahlerzeugung in
- der EU: 164,1 Mio. t
- Osteuropa und GUS: 141,6 Mio. t
- Japan: 112,5 Mio t
- China: 349,4 Mio. t
- NAFTA: 125,8 Mio. t

2 „Nirosta“ ist nicht eine Edelstahlsorte, sondern ein Name für eine Gruppe von Stählen. Der Name steht für „**ni**cht **ro**stender **Sta**hl“.

3 Durch Einblasen von Sauerstoff (Oxygenium) in das kohlenstoffhaltige Roheisen wird Kohlenstoffdioxid gebildet. Dadurch wird der Kohlenstoffgehalt gezielt vermindert. Das neue Produkt heißt Edelstahl.

4 Eine andere Stahlsorte ist z. B. der V4A-Stahl. Die Zusammensetzung von V4A-Stahl kann je nach Verarbeitung variieren:

Chemische Zusammensetzung des V4A-Stahls	**Anteil in %**
Fe	61,53 – 67,82
C	0,03 – 0,07
Mn	2
Si	1
Cr	16,5 – 18,5
Ni	10,5 – 14
Mo	2 – 2,5
Ti	0,15 – 0,4

Zeitpunkt: Metallverarbeitung

Aufgaben

1 Schon kurz nach der Entdeckung von Metallen und deren Aufbereitungsverfahren entwickelten sich spezifische Berufe. Manche existieren bis heute.
Beruf des Schmieds: Die Tätigkeit des Schmieds ist das Schmieden, d.h. die Bearbeitung von Metallen durch Freiform – oder Gesenkschmieden. Dieses kann in der Einzelfertigung, aber auch in der Massenfertigung geschehen. Auch heute noch ist eine Ausbildung in diesem Handwerk möglich. Die ursprüngliche Bezeichnung „Schmied“ würde am ehesten noch auf den heutigen Beruf des „Kunstschmieds“ zutreffen. Darüber hinaus haben sich in dieser Richtung zahlreiche andere Berufe entwickelt: Hufschmied, Grobschmied, Goldschmied, Messerschmied, Werkzeugschmied und Waffenschmied sind nur einige davon.
Beruf des Werkzeugmachers: Die alte Bezeichnung „Werkzeugmacher“ ist seit einigen Jahren durch den zusammenfassenden Begriff des „Industriemechanikers“ ersetzt worden. Seine Aufgabe besteht nicht – wie der Begriff zunächst vermuten lässt – in der Herstellung von einfachen Werkzeugen wie Schraubenzieher oder Hammer. Vielmehr werden Werkzeuge im Werkzeugbau oder Formen im Formbau nach entsprechenden Konstruktionszeichnungen oder 3D-Daten hergestellt. Auch die Arbeiten, die früher von der Hand des Werkzeugmachers ausgeführt wurden (wie z. B. das Feilen), werden heute von hochpräzisen Werkzeugmaschinen übernommen. Dazu gehören die CNC – gesteuerten Dreh- und Fräsmaschinen, die mit einer Genauigkeit von bis zu 1/1000stel Millimeter arbeiten.
Beruf des Kfz-Technikers: da die modernen Transportmittel sich gewandelt haben, haben sich auch die Tätigkeiten eines Kfz-Technikers und des Kfz-Mechanikers gewandelt. So bewegen sich heutzutage seine Einsatzgebiete von der reinen Instandsetzungsqualifikation weg auch hin zu den Bereichen der Kundenberatung und Werkstattorganisation.
Auch der **Beruf des Büro- und Kommunikationstechnikers** gehört heutzutage offiziell zu den „Metaller-Berufen“. Seine Aufgaben sind die Instandsetzung, Instandhaltung und Wartung von Büromaschinen jeder Art. Dazu gehören Rechen- und Schreibmaschinen genauso wie Drucker, Kopierer und Computeranlagen. Die Kenntnisse, die benötigt werden, bewegen sich also immer weiter weg von den reinen Kenntnissen der Metallverarbeitung hin zu elektrotechnischen und elektronischen Kenntnissen. Ein moderner metallverarbeitender Beruf, in dem man tatsächlich noch mit Metallen umgeht, ist der
Beruf des Fahrzeugbautechnikers: Seine Tätigkeit umfasst die Grundtechniken der Metallver- und -bearbeitung sowie verschiedene Fügetechniken. Er stellt sämtliche Nutzfahrzeugaufbauten und Anhänger her und ist auch für deren Wartung und Reparaturen zuständig.

Weitere Berufe, die heute in den Bereich der metallverarbeitenden Berufe eingestuft werden sind z. B.:
- Metalltechniker
- Schmiedetechniker
- Elektroinstallationstechniker
- Elektroniker
- Elektromaschinentechniker
- Spengler
- Sanitärtechniker
- Klimatechniker
- Fräser
- Maschinenbauer.

2 Gold hat den Menschen seit jeher durch seine Eigenschaften und seine Seltenheit so fasziniert, dass er oft bereit war, sein Leben oder seine Gesundheit dafür aufs Spiel zu setzen. Schon in der Bibel wird ein sagenhaftes Goldland namens Ophir erwähnt. Der Begriff „Eldorado“ ist bis heute ein Synonym für ein reiches, sorgenfreies Leben. Wenn von „Goldrausch“ die Rede ist, so meint man aber meist die Goldräusche des 19. Jahrhunderts, die viele Arbeiter in der Welt dazu brachten, ihre Arbeit in den Fabriken der industriellen Revolution aufzugeben und mit Kind und Kegel in die Goldfelder zu ziehen, um dort ihr Glück zu suchen. Diese, von ihrem Schicksal getriebenen Menschen, bildeten den Grundstock eines jeden Goldrausches. Oft handelte es sich aber auch nur um Gerüchte von Goldvorkommen in bestimmten Gebieten. Die Entstehung eines Goldrauschs ist abhängig von Informations- und Transportmöglichkeiten. Goldräusche fanden somit immer in Gesellschaften statt, die bereits über Dampfmaschinen und Telegrafen verfügten. Damit verbunden fanden immer große gesellschaftliche Umstrukturierungen statt. Ursprünglich gingen die Goldsucher ihrer Arbeit mit Spitzhacke, Schaufel und Goldwaschpfanne nach. In späteren Zeiten wurden jedoch modernste Maschinen benutzt (Sluiceboxes).

3 Stahl ist ein vielfältig zu verwendender Werkstoff, aus dem nicht nur Schiffe, sondern auch Waffen und Panzer hergestellt werden können. So geht die technisch-industrielle Revolution des 19. Jahrhunderts mit einer enormen Steigerung der Stahlproduktion einher. Die Stahlproduktion einer Volkswirtschaft wurde lange Zeit sogar als Maß für ihre Leistungsfähigkeit angesehen.
Vor und während des Zweiten Weltkriegs benötigte Deutschland eine enorme Menge Stahl zur Herstellung von Rüstungsgütern. **Deutschland** unternahm 1940 seinen Norwegenfeldzug, um an die schwedischen Eisenerzvorkommen zu gelangen. Die Alliierten planten im Gegenzug, das Ruhrgebiet – damals wichtigster Stahlproduzent – mit gezielten Dammbrüchen zu überschwemmen.
In der Nachkriegszeit, nämlich am 18. April 1951, wurde in Europa durch Belgien, Deutschland, Frankreich, Italien, Luxemburg und die Niederlande die **Montanunion** (= Europäische Gemeinschaft für Kohle und Stahl, EGKS) gegründet, um die Stahlproduktion unter Kontrolle zu halten. Die Montanunion trat am 23. Juli 1952 in Kraft. Aus dieser Verbindung entstand in mehreren Schritten (Europäische Wirtschaftsgemeinschaft (EWG), Vertrag über die Nutzung von Kernenergie (EURATOM), Europäische Gemeinschaft) 1992 durch den Vertrag von Maastricht die Europäische Union.

Schlusspunkt

Aufgaben

1 Magnesium und Zink

a) Magnesium + Eisenoxid → Magnesiumoxid + Eisen
$3\ Mg + Fe_2O_3 \rightarrow 3\ MgO + 2\ Fe$

Zink + Eisenoxid → Zinkoxid + Eisen
$3\ Zn + Fe_2O_3 \rightarrow 3\ ZnO + 2\ Fe$

b) Das Metall ist jeweils das Reduktionsmittel das bei der Reaktion selbst oxidiert wird; Eisenoxid ist jeweils das Oxidationsmittel, das bei der Reaktion selbst reduziert wird.

2 a) Metalle, die sich gut mit Sauerstoff verbinden, werden als „unedle Metalle" bezeichnet. Dementsprechend verbinden sich „edle Metalle" nur schwer mit Sauerstoff. Eisen kann einfacher oxidiert werden als Gold und ist deshalb „unedler".

b) Gold wird auch landläufig als „Edelmetall" bezeichnet, was darauf hinweist, dass sein Bindungsbestreben mit Sauerstoff sehr gering ist. Es ist dementsprechend noch „edler" als Kupfer:
Au, Cu, H, Fe, Zn, Mg

3 Magnesium + Wasser → Magnesiumoxid + Wasserstoff
$Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2$

4 $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$
Wasserstoff ist das Reduktionsmittel und wird bei der Reaktion selber oxidiert. Sauerstoff ist das Oxidationsmittel und wird selber reduziert.

5 $2\ PbO + C \rightarrow 2\ Pb + CO_2$
Blei steht in der Redoxreihe der Metalle ungefähr in der Mitte. Es ist ein relativ starkes Oxidationsmittel, aber ein schwaches Reduktionsmittel.

6 Beim Rosten handelt es sich ebenfalls um eine Redoxreaktion. Dabei reagiert das Eisen mit dem Sauerstoff aus der Luft.
$4\ Fe + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3$

Komplexe Aufgabe „Hochofen"

1 a) Eisenerz
Eisenerze sind Gemenge aus chemischen Verbindungen des Eisens mit nicht eisenhaltigen Gesteinen (als Gangart oder „taubes Gestein bezeichnet"). Die chemischen Verbindungen des Eisens im Eisenerz sind im wesentlichen Eisenoxide, d. h. Verbindungen des Eisens mit Sauerstoff. Die wichtigsten Eisenerze sind Magnetit (bis 72% Eisengehalt), Hämatit (bis zu 70% Eisengehalt) und Siderit (bis zu 48% Eisengehalt)

b) Koks
Koks ist ein grauer, poröser, stark kohlenstoffhaltiger Brennstoff, der aus Fettkohle durch trockene Destillation gewonnen wird. Er liegt meist in tischtennisball bis faustgroßen Stücken vor. Koks wird insbesondere als Brennstoff und als Reduktionsmittel bei der Eisenproduktion in Hochöfen eingesetzt. Der Vorgang der Verkokung von Kohle zu Koks findet in speziellen Industrieanlagen statt, die als Kokereien bezeichnet werden. Dabei werden die flüchtigen Bestandteile der Kohle entfernt, indem sie in einem Ofen unter Luftausschluss bei mehr als 1000 °C erhitzt wird, wobei der verbleibende Kohlenstoff und die Asche verschmelzen.

c) Gangart
Darunter versteht man die nicht verhüttbaren Bestandteile des Eisenerzes, die auch als „taubes Gestein" bezeichnet werden.

d) Winderhitzer
Der Winderhitzer gehört zu den Nebenaggregaten eines Hochofens. Seine Aufgabe besteht darin, den Heißwind für den Hochofen vorzuwärmen und zu speichern. Eine moderne Winderhitzeranlage besteht aus mehreren Aggregaten, so z. B. aus dem Speicherraum und dem außen liegenden Brennschacht mit den darin befindlichen Brennern.

e) Möller
Dabei handelt es sich um eine Bezeichnung für das Erz und die Zuschläge der Hochofenbeschickung.

f) Heißwinde
Dabei handelt es sich um den Fachbegriff für die Heißluft, die in den Hochofen zur Verbrennung des Kokses geblasen wird.

g) Abstich
Im Hochofen werden die Eisenverbindungen durch einen chemischen Prozess in Eisen höherer Reinheit überführt. Das so erzeugte Roheisen enthält noch 3 - 4% Kohlenstoff und andere Verunreinigungen. Dabei handelt es sich um sehr hartes und sprödes Material, das man regelmäßig als „Abstich" aus dem Hochofen abfließen lässt.

h) Schlacke
Unter dem Begriff „Schlacke" oder Asche sind allgemein Rückstände aus Verbrennungsvorgängen zu verstehen.

2 a) Aussage a ist richtig. Man benötigt einen Stoff, der sich lieber mit Sauerstoff verbindet als mit Eisen und so dem Eisenoxid den Sauerstoff entreißt.

b) falsch

c) Man könnte wohl Zink, nicht aber Kupfer im Hochofen verwenden, da Zink unedler, Kupfer aber edler ist als Eisen.

3 a) –

b) Ein „Schacht“ ist – im Gegensatz zum horizontalen Tunnel – ein natürlicher oder künstlich angelegter, vertikaler Hohlraum. Das findet sich beim Hochofen wieder.

c) Die Prozesse finden „von oben nach unten“ in bestimmten Regionen des Hochofens statt. Der Hochofen wird von oben beschickt. In der Reduktionszone finden in verschiedenen Temperaturzonen die chemischen Prozesse statt. Am unteren Ende des Hochofens werden Schlacke und Roheisen abgestochen.

4. a) Kohlenstoff und Sauerstoff reagieren zu Kohlenstoffmonooxid
2 C + O2 → 2 CO

Eisenoxid und Kohlenstoffmonooxid reagieren zu Eisen und Kohlenstoffdioxid
FeO + CO → Fe + CO2

Kohlenstoffdioxid reagiert mit Kohlenstoff zu Kohlenstoffmonooxid
CO2 + C → 2CO

b) Ein Hochofen ist durchschnittlich 30 m hoch und hat einen kreisförmigen Durchmesser von bis zu 10 Meter. In einem solchen Hochofen kann man bis zu 10 000 t Eisen täglich produzieren. Der Ofen ist in Form eines Doppelkegels aus feuerfesten Schamottsteinen gemauert. Der obere Kegel, der Schacht, ruht in einem eisernen Tragring. Der untere Kegel, auch Rast genannt, wird von oben her von der so genannten Gicht beschickt und von unten beheizt. Der Schachtdurchmesser muss nach unten anwachsen, da die Beschickung durch die steigende Temperatur expandiert, zur Rast hin verkleinert sich der Durchmesser wieder, da die Beschickung schmilzt und folglich kontrahiert. Bei der Beschickung wechselt regelmäßig eine Schicht Koks mit einer Schicht Eisenerz ab. Weiter werden dem Erz verschiedene Zuschläge wie z. B. Kalkstein, Dolomit und Felsspat beigemengt, um die Beimengung des Erzes zu leicht schmelzenden Schlackerz zu binden. Schließlich wird die unterste Koksschicht durch einblasen vorgewärmter Luft auf 700 bis 800 °C erhitzt und dann durch sauerstoffreiche Luft entzündet, sodass Koks verbrennt.

$2\ C + O_2 \rightarrow 2\ CO$

So erreicht die Temperatur im unteren Bereich des Hochofens ca. 1600 °C. Das heiße Kohlenstoffmonooxid steigt in die darüber liegende Erzschicht auf und reduziert das Eisenoxid zum Metall:

$Fe_2O_3 + 3\ CO \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO_2$

Die nächste Koksschicht setzt das CO_2 wieder zu CO um

$CO_2 + C \rightarrow 2\ CO$

Das Kohlenstoffmonooxid reduziert wiederum die darauf folgende Erzschicht usw. bis es in den oberen kühleren Schichten in CO_2 und Kohlenstoff geteilt wird

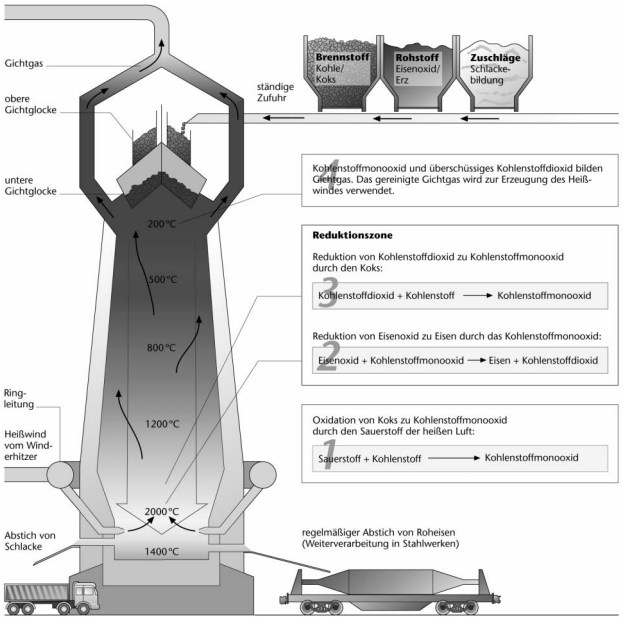
$2\ CO \rightarrow CO_2 + C$

Der Kohlenstoff reduziert das Eisenerz direkt.

$Fe_2O_3 + 3\ C \rightarrow 2\ Fe + 3\ CO$

Diese Darstellung ist sehr umfangreich. Für die Schüler/innen sollte es ausreichen, wenn sie die unter 4c) dargestellten Reaktionen erklären können.

c)



Schlusspunkt „Reduktion und Redoxreaktion“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
166	1		II	F1.1 F1.2 F1.4 F1.5 F2.1 F2.2 F3.1 F3.2 F3.3 F3.4 F3.7		E7		K4 K8 K9		
166	2	a	III	F1.1				K4		B1
166	2	b	II	F1.4 F1.5 F2.1 F2.2 F3.1 F3.2 F3.3 F3.4 F3.7				K5 K8 K9		B4 B6
166	3	a	II	F2.1				K5		
166	3	b	II	F3.3 F3.4 F3.7				K8 K9		
166	4		III	F1.1 F2.2 F2.3 F3.3 F3.4		E7 E8		K4 K5 K8		B3
166	5		II	F1.4 F1.5 F2.1 F2.2 F2.3 F3.1 F3.2 F3.3 F3.4				K2 K4		
166	6		III	F1.2 F1.4 F1.5 F2.1 F2.3 F3.2 F3.3 F3.4		E5		K1 K2 K4 K5 K8		B4
167	komplexe	1 a-h	III	F1.1		E7		K1		B6
167	komplexe	2 a-c	II	F1.5		E8		K2		
167	komplexe	3 a	I	F2.1				K3		
167	komplexe	3 b	III	F2.2				K4		
167	komplexe	3 c	III	F2.3				K5		
167	komplexe	4 a	I	F3.1				K6		
167	komplexe	4 b	III	F3.2				K8		
167	komplexe	4 c	III	F3.3 F3.4 F3.6 F3.7						

Startpunkt

Aufgaben

1 Im Weltraum kommen Wasserstoff und Helium im Verhältnis 3:1 vor.

2 Die Sonne besteht zum größten Teil aus Wasserstoff. Die Zusammensetzung des Mondes ähnelt eher der Zusammensetzung der Erdrinde.

3 Die Erdatmosphäre besteht hauptsächlich aus den Gasen Stickstoff und Sauerstoff. Alle anderen Gase kommen nur in geringen Mengen vor. Die Weltmeere enthalten hauptsächlich Wasser, eine Verbindung aus Wasserstoff und Sauerstoff im Verhältnis 2:1, sowie eine geringe Menge an Salzen (z. B. Natriumchlorid).

Zusatzinformation

Die Häufigkeit der Elemente ist auf dieser Seite in Teilchenprozent angegeben.

Alkalimetalle – nicht aus dem Alltag

Versuche

1 Versuchsergebnis: An der frischen Schnittfläche ist ein metallischer Glanz zu beobachten. Die Oberfläche verändert sich an der Luft rasch, sie wird matt.

2 Versuchsergebnis: Die elektrische Leitfähigkeit kann an der Schnittfläche nachgewiesen werden.

3 a) Zur Versuchsdurchführung verwendet man ein höchstens linsengroßes Stück Natrium, das unter Paraffinöl oder Petroleum geschnitten wird. Vor dem Versuch muss das Natrium sorgfältig von etwa anhaftender Kruste befreit werden.
Versuchsergebnis: Es bildet sich sofort eine Kugel, die sich zischend auf der Wasseroberfläche hin- und herbewegt. Gegen Ende der Reaktion entsteht eine metallisch hochglänzende Kugel, die rasch zerplatzt. Es handelt sich dabei um geschmolzenes Natriumhydroxid, das gegen die Schutzscheibe spritzt. Es entweicht auch Hydroxidrauch in den Raum, der Hustenreiz hervorrufen kann. Zwischen den Wiederholungen des Versuches sollte genügend Zeit verstreichen.

b) Bei Kalium muss die Portion sehr klein gewählt werden, da die Reaktion bei Berührung mit der Wasseroberfläche sehr intensiv einsetzt. Ein genügend großer Sicherheitsabstand muss eingehalten werden, damit beim Zerplatzen keine Spritzer auf die Schutzkleidung der Lehrperson gelangen.
Versuchsergebnis: Lithium und Kalium reagieren ähnlich wie Natrium mit Wasser.
Bei der Reaktion von Kalium mit Wasser entzündet sich der entstehende Wasserstoff. Durch mitgerissene Kalium- bzw. Kaliumhydroxidpartikel ist die Flamme violett gefärbt. Kalium darf nicht unter Wasser gedrückt werden! Kaliumreste werden durch Einbringen in 2-Methyl-2-Propanol (tert. Butylalkohol) beseitigt.

c) Versuchsergebnis: Bringt man ein Filterpapierschiffchen mit jeweils kleinen Portionen der zwei Metalle auf die Wasseroberfläche, entzündet sich der bei der Reaktion von Natrium mit Wasser entstehende Wasserstoff und verbrennt leuchtend mit Teilen des Metalles (vgl. Bild 7). Lithium reagiert nur mit dem Wasser, es bilden sich Gasblasen. Der Wasserstoff entzündet sich nicht.
Der Versuch auf Filterpapierschiffchen darf nicht mit Kalium durchgeführt werden, da sich dieses bereits auf der Wasseroberfläche entzündet.

Werkstatt: Die Flammenfärbung bringt es an den Tag

Versuche

Damit der Gasbrenner bei den Versuchen nicht durch herabfallende Stoffproben verunreinigt wird, sollte man den Brenner schräg am Stativ befestigen. Dies verlangt etwas Übung und Geschick. Besonders ist darauf zu achten, dass der Gasschlauch nicht eingeklemmt wird, d. h., die Gaszufuhr darf nicht unterbrochen sein.

Aufgaben

1 Salze bekennen Farbe

Salznamen	Flammenfärbung ohne Kobaltglas	Flammenfärbung mit Kobaltglas
Lithiumchlorid	karminrot	schwach karminrot
Natriumchlorid	gelb	schwach gelb
Kaliumchlorid	violett	rot leuchtend
Rubidiumchlorid	dunkelrot	schwach dunkelrot
Caesiumchlorid	blau	schwach blau

2 Mit der Flammenfärbung Alltagsprodukten auf der Spur

Probe	Flammenfärbung	Metall
Backpulver	gelb	Natrium
Waschmittel	gelb	Natrium
Schmierseife	violett	Kalium
Kernseife	gelb	Natrium
Brausepulver	gelb	Natrium

Zusatzinformation

Flammenfärbung ist die Bezeichnung für die charakteristische Färbung, die der nicht leuchtenden Flamme eines Gasbrenners durch bestimmte Elemente oder deren Verbindungen infolge der Anregung von Elektronen und die nachfolgende Emission der charakteristischen Strahlung verliehen wird. Die auftretenden Spektrallinien sind die gleichen, die sich auch bei Gasentladungsröhren beobachten lassen.
Es können nur die in der Hitze der Flamme des Gasbrenners vergasenden Stoffe eine Farbe ergeben. In der Regel geht man von den Chloriden aus. Bringt man mit einem ausgeglühten Magnesiastäbchen die mit Salzsäure befeuchtete Substanz in die nicht leuchtende Brennerflamme, dann wird diese von Natrium gelb, von Barium gelbgrün, von Calcium gelbrot, von Kalium und Rubidium violett und von Lithium und Strontium karminrot gefärbt.
Man nutzt die Flammenfärbungs-Effekte in der Pyrotechnik zum Beispiel in Feuerwerksraketen und in bengalischen Feuern.
(Aus: Römpp Chemie Lexikon; 9. erweiterte und neu bearbeitete Auflage; Thieme Verlag; Stuttgart)

Erdalkalimetalle – gebunden im Gestein

Versuche

1 Versuchsergebnis: Beim Reiben eines Calciumkorns bzw. eines Magnesiumstückes auf Schmirgelpapier wird jeweils ein metallischer Glanz sichtbar. Die frisch angeschmirgelte Oberfläche des Magnesiumstückes erscheint silbrig glänzend, beim Calciumkorn mattgrau. Bei beiden Metallen kann elektrische Leitfähigkeit nachgewiesen werden.

2 Versuchsergebnis: Im Reagenzglas ist eine Blasenbildung festzustellen. Die positiv verlaufende Knallgasprobe beweist, dass bei der Reaktion eines Calciumstückchens mit Wasser das Gas Wasserstoff gebildet wird.

Zusatzinformation

Erdalkalimetalle ist die Sammelbezeichnung für die in der 2. Hauptgruppe des PSE stehenden Metalle. Die reinen Elemente sind graue bis weiße, an frischen Schnittflächen glänzende, rasch oxidierende Metalle. Barium ist etwa so weich wie Blei, die anderen Metalle sind härter. In ihren Elektronenschalen besitzen die Erdalkalimetalle zwei Valenzelektronen und treten daher zweiwertig auf.
Calcium spielt eine äußerst wichtige Rolle im Organismus (Knochenaufbau u. a.). Lösliche Strontiumverbindungen finden medizinische Verwendung (sie können allerdings gegebenenfalls Calcium verdrängen).
Die Herstellung der Erdalkalimetalle erfolgt durch Schmelzflusselektrolyse bzw. durch Reduktion der Oxide.

(Aus: Römpp Chemie Lexikon; 9. erweiterte und neu bearbeitete Auflage; Thieme Verlag; Stuttgart)

Halogene – Vorsicht!

Versuche

1 Versuchsergebnis: Die Reaktionsfreudigkeit von Kupfer mit Chlor, Brom und Iod nimmt in der Hauptgruppe von oben nach unten deutlich ab. Kupfer reagiert am heftigsten mit Chlor, geringer mit Brom und am schwächsten mit Iod (vgl. Bild 4 bis Bild 6).

2 Versuchsergebnis: Werden die Lösungen der Reaktionsprodukte aus Versuch 1 eingedampft, erhält man feste Rückstände. Betrachtet man diese unter einer Lupe, erkennt man die typisch kristalline Struktur von Salzen.

3 Versuchsergebnis: Eine Entfärbung der farbigen Blüte ist nach kurzer Zeit zu beobachten.
Am eindruckvollsten ist dieser Effekt bei einer blauen Blüte. Die Blüte erscheint nach der Entfärbung nahezu weiß.

Aufgaben

1 Da diese Halogene sehr reaktionsfreudig sind, gehen sie als Elemente sofort Reaktionen ein und bilden Verbindungen mit vielen Stoffen.

2 Kochsalz (Natriumchlorid) ist eine Verbindung aus Natrium und Chlor. In der Natur kommen Natrium und Chlor aufgrund ihrer Reaktionsfähigkeit nicht elementar (als Elemente) vor. Kochsalz wird als Steinsalz in Salzlagerstätten abgebaut oder aus Meerwasser gewonnen. Natrium und Chlor werden aus Natriumchlorid (Kochsalz) hergestellt.

3 Vergleicht man die Elemente Chlor, Brom und Iod in ihren Reaktionen mit Kupferfolie, so erkennt man Unterschiede. Chlor reagiert sofort und heftig mit Kupfer, in Bromdampf wird die Kupferfolie schwarz, in Ioddampf setzt die Reaktion nur sehr langsam ein. Die Reaktionsfähigkeit nimmt von Chlor über Brom zu Iod ab.

4 Chlor ist ein gelbgrünes, giftiges Gas mit stechendem Geruch. Es ist schwerer als Luft, seine Dichte beträgt 2,95 g/l. Chlor siedet bei -35 °C, seine Schmelztemperatur ist -101 °C. Das Gas löst sich nur mäßig in Wasser, bei Zimmertemperatur sind es 2,3 Liter Chlor pro Liter Wasser. Diese Lösung nennt man Chlorwasser. Chlor wirkt bleichend und desinfizierend, es tötet Bakterien und Krankheitserreger ab. Chlor ist ein Gefahrstoff mit den Gefahrenbezeichnungen „giftig“ (Kennbuchstabe T) und „umweltgefährlich“ (Kennbuchstabe N). Bei den Gefahrenhinweisen (R-Sätzen) ist R 36 (Reizt die Augen) zu beachten. Bei den Sicherheitsratschlägen (S-Sätzen) werden S 1/2-9-45-61 angegeben. Hinter den Zahlen verbergen sich folgende Bedeutungen:
S 1/2 Unter Verschluss und für Kinder unzugänglich aufbewahren,
S 9 Behälter an einem gut gelüfteten Ort aufbewahren,
S 45 Bei Unfällen oder Unwohlsein sofort Arzt zuziehen,
S 61 Freisetzung in der Umwelt vermeiden. Besondere Anweisungen einholen/Sicherheitsdatenblatt zu Rate ziehen.

Zusatzinformationen

Sicherheit beim Arbeiten mit Halogenen
Grundsätzlich sollte bei Versuchen mit Chlor und Brom unter dem Abzug gearbeitet werden. Dies gilt auch für das Arbeiten mit Iod, wenn Ioddämpfe auftreten.
Schlauchverbindungen sollten aus Kunststoff bestehen, da Gummischläuche schnell brüchig werden und die giftigen Gase ausströmen könnten.

Herstellung von Chlor
Der Kleingasentwickler für Chlor (Kompakt-Chlorgasentwickler) dient der einfachen und sicheren Darstellung von Chlorgas mit Hilfe von Caliumhypochlorit-Tabletten. Der Gasentwickler ist einfach im Aufbau, leicht zu bedienen und zu reinigen. Chlorgas kommt nur mit Glas und Teflon in Berührung. Die Gasentwicklung steuert sich selbst und ist leicht zu unterbrechen.

Der Kompakt-Chlorgasentwickler ist zu beziehen bei:
August Hedinger GmbH & Co. KG
Heiligenwiesen 26
70327 Stuttgart

Werkstatt: Belichten und Fixieren

Versuch

1 a) Unter leichtem Erwärmen wird die Gelatine in Wasser gelöst. Schüttelt man diese Lösung mit einem Viertel Spatellöffel Natriumchlorid, erhält man eine farblose Lösung, die in die erste Petrischale gegossen wird.

b) In einem weiteren Reagenzglas wird Silbernitrat in Wasser gelöst. Diese klare Lösung gibt man in die zweite Petrischale. Bei diesem Versuch muss man darauf achten, dass Silbernitrat nicht auf die Haut und nicht in die Augen gelangt. Es sollten Schutzhandschuhe (bzw. Einweghandschuhe) getragen werden.

c) Bei diesem Arbeitsschritt ist es wichtig, dass das Filterpapier vollständig mit der Lösung 1 durchtränkt wird. Überschüssige Lösung lässt man in eine weitere Petrischale abtropfen. Anschließend bringt man das Filterpapier mit der gleichen Schichtseite in die Lösung 2. Auf die Glasplatte legt man das beschichtete Papier so, dass die unbeschichtete Seite auf der Glasplatte liegt. Anstelle eines Trockenschrankes kann ein Schuhkarton als verdunkelter Raum zum Trocknen verwendet werden.

d) Ein schwarzer Karton wird in der Mitte gefaltet und aus der einen Fläche eine Figur ausgeschnitten.

e) In diese Karton-Schablone wird das beschichtete trockene Papier mit der Schichtseite nach oben eingeschoben. Die Schablone wird zugedrückt und belichtet. Im Bereich der ausgeschnittenen Figur wird das Papier schwarz.

f) In der Natriumthiosulfatlösung wird das belichtete Bild fixiert, d. h., es bleibt nach dem Abspülen unter fließendem Wasser erhalten.

g) Nach dem Trocknen hat man ein selbst hergestelltes Bild der Figur.

Aufgabe

In Bild e) wird belichtet. Hierzu legt man die Schablone mit dem selbst hergestellten Fotopapier so lange unter eine möglichst helle Lampe, bis das Papier geschwärzt ist.
In Bild f) wird das belichtete Fotopapier fixiert. Man taucht hierzu das Fotopapier in eine Natriumthiosulfatlösung. Anschließend spült man das fertige Bild unter fließendem Wasser ab und lässt das Bild trocknen.

Bleistift und Bleischürze – die Kohlenstoff-Silicium-Gruppe

Versuche

1 Versuchsergebnis: Graphit und Zinn leiten den elektrischen Strom, Diamant dagegen nicht.

2 Versuchsergebnis: Graphit lässt sich mit einem Eisennagel ritzen. Graphit ist sehr weich. Einen Industriediamanten kann man mit einem Eisennagel nicht ritzen.

Aufgaben

1 Bei der Verbrennung von Holzkohle, Graphit oder Diamant entsteht als Reaktionsprodukt Kohlenstoffdioxid. Holzkohle, Graphit und Diamant bestehen aus Kohlenstoff. Bei einer Verbrennung reagiert Kohlenstoff zu Kohlenstoffdioxid.

2 Lässt man Licht auf geschliffenes Glas und gleichzeitig auf einen Brillanten fallen, zeigt sich beim Brillanten die typische Reflexion an der Oberfläche der Schliffflächen. Beim geschliffenen Glas treten die Regenbogenfarben auf.

Werkstatt: Eine Ordnung finden

Aufgaben

1 a) Alle Ordnungssysteme, die gefunden wurden, können in Bezug auf ihre mögliche Verwendung im Alltag oder im Unterricht verglichen werden. Je nach Zielsetzung kann eine alphabetische Ordnung genauso wertvoll sein wie eine Ordnung nach Eigenschaften oder Elementgruppen.

b) Die meisten Ordnungssysteme beachten nur eine Eigenschaft (z. B. Aggregatzustand, Gefahrstoff, Atommasse u. a.), die Ordnung nach Elementgruppen dagegen liefert mehrere Informationen auf einmal.

2 Die entsprechende Lösung kann dem Periodensystem im Anhang entnommen werden. Dabei werden die Elemente mit ähnlichen Eigenschaften, die zu einer Elementgruppe gehören, untereinander geschrieben.

Werkstatt: Anziehen und Abstoßen

V Versuche

1. **Aufgeladen – aber wie?**
   Versuchsergebnis: Bei der Berührung der Glimmlampe mit dem Hartgummistab leuchtet das Gas in der Glimmlampe um den dem Stab zugewandten Pol auf.
   Bei der Berührung mit dem Glasstab leuchtet das Gas in der Glimmlampe um den Pol auf, der mit der Hand Berührung hat.

2 **Voneinander – zueinander**

a) Versuchsergebnis: Der frei drehbare, aufgeladene Hartgummistab bewegt sich vom aufgeladenen Hartgummistab weg.
Die beiden Hartgummistäbe müssen folglich gleich geladen sein, da gleichnamig geladene Körper sich abstoßen.

b) Versuchsergebnis: Der frei drehbare, aufgeladene Hartgummistab wird vom aufgeladenen Glasstab angezogen.
Die beiden Stäbe müssen folglich entgegengesetzt geladen sein, da sich ungleichnamig geladene Körper anziehen.

c) Wiederholt man die Versuche mit Kunststofffolien, beobachtet man, dass gleichnamig geladene Folien sich abstoßen (beiden werden mit einem Tierfell gerieben), ungleichnamig geladene Folien sich anziehen (eine Folie wird mit einem Tuch aus Chemiefaser gerieben).

Hinweis: Will man wissen, welche Ladung die Gegenstände nach der Reibung besitzen, kann zusätzlich mit der Glimmlampe geprüft werden.

3 **Aufgeladen – viel oder wenig?**

a) Versuchsergebnis: Es ist ein Zeigerausschlag festzustellen. Die mit einem Wolltuch geriebene Kunststofffolie hat sich negativ aufgeladen. Portionsweise wurde Ladung auf das Messwerk übertragen. Jede Ladungsportion bewirkt einen kleinen Ausschlag des Zeigers.

b) Versuchsergebnis: Es ist ein Zeigerausschlag festzustellen. Wiederholt man das Experiment mit Hartgummistab und Tierfell, erfolgt ebenfalls eine portionsweise Übertragung von negativer Ladung auf das Messwerk. Der Zeigerausschlag nimmt pro Portion zu.

4 **Staubfänger**
Versuchsergebnis: Der Staub kann von dunklen Möbelstücken nur schwer entfernt werden. Das Möbelstück hat sich durch Reibung mit dem Staubtuch so aufgeladen, dass der Staub vom Möbelstück angezogen wird (ungleichnamige Ladung).

A Aufgaben

1 **Aufgeladen – aber wie?**
Leuchtet das Gas in der Glimmlampe an dem Pol, welcher dem Stab zugewandt ist, wird negative Ladung nachgewiesen. Der Hartgummistab lädt sich durch Reibung mit einem Chemiefasertuch also negativ auf.
Leuchtet das Gas in der Glimmlampe am Pol, welcher die Hand berührt auf, wird positive Ladung nachgewiesen. Der Glasstab lädt sich durch Reibung mit einem Chemiefasertuch positiv auf.

4 **Staubfänger**
Ein Wolltuch wird an einem aufgeblasenen Luftballon gerieben. Das Wolltuch bleibt am Luftballon haften. Wolltuch und Luftballon haben sich entgegengesetzt aufgeladen.

Z Zusatzinformationen

Zu Bild 1
In Bild 1 wird zur Einführung in die Thematik gezeigt, dass der Schülerin die Haare zu Berge stehen. Sie berührt mit einer Hand die aufgeladene Haube eines Bandgenerators. Ladung fließt über ihren Körper ab, die Haare werden aufgeladen und stoßen einander ab. Ähnliche Situationen erlebt man mit der statischen Elektrizität zum Beispiel beim Berühren von Autotüren. Man erhält einen „Schlag“, d. h., Ladung wird über den menschlichen Körper abgeleitet.

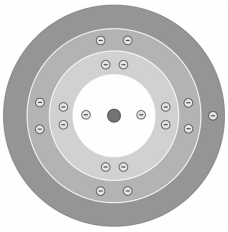
Zusatzversuche
Die Elektrostatikversuche lassen sich auch mit doppellagigen Folienstreifen von einem Tiefkühlbeutel oder Müllbeutel durchführen. Die Folienstücke können bei Bedarf leicht beschriftet, gelocht, mit etwa 30 cm langem Nähgarn versehen und mit Klebestreifen (z. B. am Türrahmen) aufgehängt werden. Auch Luftballons lassen sich durch Reibung an geeigneten Materialien aufladen und für Elektrostatikversuche verwenden. Die Versuche gelingen bei trockenem Wetter in einem warmen Zimmer am besten.

Das Schalenmodell

Aufgaben

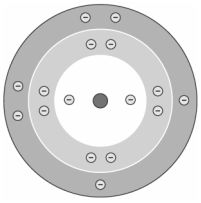
1 Atome der Elemente einer Periode haben dieselbe Anzahl von Schalen, die einer Hauptgruppe dieselbe Anzahl von Außenelektronen.

2 a) Schalenmodell des Kaliumatoms



Elektronenverteilung:
1. Schale 2 Elektronen
2. Schale 8 Elektronen
3. Schale 8 Elektronen
4. Schale 1 Elektronen

b) Schalenmodell des Schwefelatoms



Elektronenverteilung:
1. Schale 2 Elektronen
2. Schale 8 Elektronen
3. Schale 6 Elektronen

Zusatzinformationen

Das Auffinden der Elektronenverteilung innerhalb der ersten, zweiten und dritten Schale erfolgt über Bild 3 auf Seite 190. Hier sind die Schalenmodelle einiger Elemente abgebildet.

Im Unterricht kann mithilfe der abgebildeten Magnetapplikationen das Schalenmodell zunächst in der aufgeschnittenen Darstellung gezeigt werden (vgl. B 2, oben).
Diese räumliche Darstellung wird im folgenden Schritt in einer Ebene durchgeschnitten. Man erhält die Vorstellung der Elektronenhülle im Schalenmodell.
Mithilfe dieser Magnetapplikationen können Schülerinnen und Schüler an der Tafel die Elektronenverteilung in den ersten drei Schalen Schritt für Schritt mit „Elektronenplättchen“ auffüllen.

Die farbigen Magnetapplikationen können bezogen werden bei:
Firma August HEDINGER GmbH & Co KG
Heiligenwiesen 26
70327 Stuttgart

Impulse: Historie der Atommodelle

A Aufgaben

Die Atome der Philosophen

- Ereignisse um 450 v. Chr. im antiken Griechenland:

  Um 500 v. Chr. führte Kleisthenes die erste Demokratie ein. Der autonome griechische Stadtstaat hieß Polis. Die Polis Athen war der Stadtstaat auf der Halbinsel Attika, der Staat auf der Halbinsel Peloponnes hieß Sparta. Die Regierungsgeschäfte in der Polis besorgten eine Gruppe Bürger, der Rat der 500, die jedes Jahr ausgelost wurden. Frauen, Zugewanderte und Sklaven durften nicht mitreden und nicht mitentscheiden.

  480 v. Chr. siegten die Griechen unter Athens Führung über die Perser. Die Athener gründeten einen Seebund, in dem viele griechische Staaten zusammengeschlossen waren.

  Um 440 v. Chr. erlebte Athen seine Blütezeit unter dem Politiker Perikles. Auf dem Burgberg von Athen, der Akropolis, ließ Perikles prächtige Tempel bauen.

- Nach den Vorstellungen von Leukipp und Demokrit ist die Welt aus einzelnen, nicht sichtbaren Bausteinen aufgebaut. Solche winzigen Teilchen nannten sie Atome. Die Atome unterschieden sich nach ihrer Vorstellung in Form und Größe. Einige Atome stellten sich die Philosophen in Form von Kugeln, Pyramiden oder Würfeln mit Haken und Ösen vor. Spitze und eckige Atome mit scharfen Kanten sollten feste Körper aus hartem Material bilden. Andere Atome stellten sich Demokrit und Leukipp muldenartig eingebuchtet, rund und gebogen oder nach außen gewölbt vor. Demokrit erklärte den Unterschied zwischen festen Körpern und Flüssigkeiten, zwischen harten und weichen Materialien damit, dass die Atome in ständiger Bewegung sind und sich untereinander vermischen.

Die Größe des Atoms: schätzen oder rechnen!

- Experimente, die Hinweise auf die Teilchengröße geben können:
  Mit Sieben unterschiedlicher Maschenweite lassen sich Gemische mit Bestandteilen verschiedener Teilchengrößen trennen. Die Maschenweite der Siebe lässt auf die Teilchengröße schließen. Mögliche Experimente sind: Sieben von Mehl, Holzkohle, Kies-Sand-Gemischen u. a.

  Durch Filtrieren wässriger Suspensionen oder Lösungen farbiger Salze kann auf die Teilchengröße in Abhängigkeit von der Porengröße des Filterpapiers (ca. 1/1000 mm) geschlossen werden. Mögliche Experimente sind: Filtrieren von Lösungen (z. B. Kochsalzlösung, Zuckerlösung, Kaliumpermanganatlösung, Holzkohlesuspension u. a.)

  Das Durchdringen eines Dialyseschlauchs mit einer Porengröße von 1/1000000 mm lässt auf Teilchengrößen mit einem Durchmesser kleiner als ein Millionstel Millimeter schließen. Mögliches Experiment: Das violette Filtrat von Kaliumpermanganat durchdringt einen Dialyseschlauch.

- Atome haben einen Durchmesser von etwa 1/10000000 mm.

- Der Durchmesser des Atomkerns ist etwa 100000mal kleiner als der des Atoms. Wäre ein Atomkern beispielsweise so groß wie ein Stecknadelkopf (Durchmesser ca. 2 mm), so würde der Durchmesser des Atoms 200 m = 200000 mm betragen.

Atome: geht es noch kleiner?

- Das Streuexperiment und die Modellvorstellungen von Ernest Rutherford (1871 – 1937) können der Zeitpunktseite im Schulbuch „Rutherford auf Spurensuche“ entnommen werden.

- Atommodell nach Joseph Thomson (1856 – 1940): Nach seiner Vorstellung besaßen die Atome eine positive Ladungswolke, in der zahlreiche Elektronen eingebettet waren. Thomson ging bei seinem Modell davon aus, dass mehrere Tausend Atome vorhanden sein können.

- Atommodelle von Niels Bohr (1885 – 1962) und Arnold Sommerfeld (1868 – 1951):
  Nach dem Atommodell von Bohr bewegten sich die Elektronen auf Kreisbahnen um den positiv geladenen Kern. Den Kreisbahnen entsprachen bestimmte Energieniveaus der Elektronen. Bohr brachte damit die Atomvorstellung von Rutherford mit der Quantentheorie von Max Planck (1858 – 1947) in Zusammenhang. Sommerfeld nahm an, dass die Elektronen nicht nur auf Kreisbahnen, sondern auch auf Ellipsenbahnen um den Atomkern kreisen. Im Modell des Uranatoms nach Bohr-Sommmerfeld sieht man neben den Kreisbahnen auch Ellipsenbahnen der Elektronen. Im Zentrum des Atoms befindet sich der Atomkern, zusammengesetzt aus Protonen und Neutronen.

Impulse „Historie der Atommodelle“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
192	Die Atome der Philoso-phen	Recherchiere im	II							B1 B5
192	Atomos	Wie stellten sich die	III	F2.2		E7		K5		
192	Atomgröße	Denke dir ein Experiment	II			E2		K10		
192	Atomgröße	Suche im Internet	I					K1		
192	Atomgröße	Beschreibe die Größe	III			E6 E7				
193	Atommodelle	Die Abbildung zeigt	II					K1 K2 K3		
193	Atommodelle	Das erste Atom-Modell	I	F1.3				K1		
193	Atommodelle	Das Atommodell von Bohr	II	F1.3						

Schlusspunkt

A Aufgaben

1 Auf der Chemikalienflasche sind die Gefahrensymbole „leicht entzündlich“ und „ätzend“ zu erkennen. Das Element wird unter Petroleum aufbewahrt und zeigt beim Verbrennen eine intensiv gelbe Flammenfärbung. Es handelt sich um das Element Natrium.

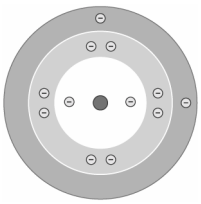
2 In der abgebildeten Reihe fehlen die Edelgase Helium Neon und Argon. Die Edelgase sind wie folgt einzuordnen: He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K, Ca. Ordnet man die Elemente in acht senkrechte Spalten, stehen solche mit ähnlichen Eigenschaften untereinander:

							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca						

Folgende Elementgruppen sind zu erkennen:
Die erste senkrechte Spalte entspricht der I. Hauptgruppe, die Elemente sind Alkalimetalle. Die zweite senkrechte Spalte enthält Erdalkalimetalle, Elemente der II. Hauptgruppe. Die Elemente der vierten senkrechten Spalte gehören zur Kohlenstoff-Silicium-Gruppe. Die Elemente der VII. Hauptgruppe in der siebten senkrechten Spalte sind Halogene. Helium He, Neon Ne und Argon Ar stehen in der VIII. Hauptgruppe und zählen zur Elementgruppe der Edelgase.

3 a) Die Ordnungszahl von Magnesium ist 12.

b)



Das Magnesiumatom besitzt drei Schalen. Die erste Schale enthält zwei Elektronen, die zweite Schale acht Elektronen und die dritte Schale zwei Elektronen. Im Atomkern befinden sich zwölf Protonen und zwölf Neutronen.

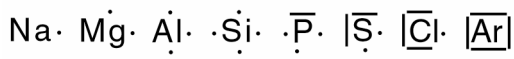
c) Magnesium steht in der II. Hauptgruppe und in der dritten Periode im Periodensystem. Es gehört zur Elementgruppe der Erdalkalimetalle.

4 a) Die Ordnungszahl (Protonenzahl) gibt die Anzahl der Protonen im Atomkern sowie die Anzahl der Elektronen in der Hülle an.

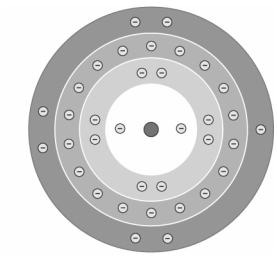
b) Die Hauptgruppen-Nummer gibt die Anzahl der Außenelektronen an.

c) Die Perioden-Nummer gibt die Anzahl der Schalen in der Elektronenhülle an.

5 Die Elektronenschreibweise zeigt die Anordnung der Außenelektronen. Einzelelektronen werden als Punkte, Elektronenpaare als Striche geschrieben.



6 Das flüssige Element in Bild 4 gehört zur Elementgruppe der Halogene. Das Bild zeigt das Element Brom. Brom steht in der VII. Hauptgruppe und in der vierten Periode im Periodensystem.



Das Bromatom besitzt vier Schalen. Die erste Schale enthält zwei Elektronen, die zweite Schale acht Elektronen, die dritte Schale achtzehn Elektronen und die vierte Schale sieben Elektronen.

7 Wenn man 100 000 000 Atome nebeneinander legen könnte, würde man eine Strecke von 10 Millimeter messen.

8 Das winzige Würfelchen hätte eine Masse von ca. 8000 t, da die Masse eines Atoms sich fast ausschließlich aus der Masse von Protonen und Neutronen des Atomkerns zusammensetzt.

Z Zusatzinformationen

Zu Aufgabe 6:
Auf den Basisseiten zum Schalenmodell wird die maximale Elektronenbesetzung der Schalen ab der vierten Periode nicht thematisiert. Die Aufgabe 6 bietet eine Möglichkeit, die Gesetzmäßigkeit der Elektronenverteilung auf den Schalen einzuführen.

Die **1**. Schale enthält maximal 2 · **1** · **1** = 2 Elektronen,
die **2**. Schale enthält maximal 2 · **2** · **2** = 8 Elektronen,
die **3**. Schale enthält maximal 2 · **3** · **3** = 18 Elektronen,
die **4**. Schale enthält maximal 2 · **4** · **4** = 32 Elektronen,
die **5**. Schale enthält maximal 2 · **5** · **5** = 50 Elektronen,
usw.
die ***n***-te Schale kann somit $\mathbf{2}\boldsymbol{n}^{\mathbf{2}}$ Elektronen enthalten.

Komplexe Aufgabe „2. Periode“

1 a) Gasförmige Elemente der 2. Periode sind Stickstoff, Sauerstoff, Fluor und Neon. Stickstoff, Sauerstoff und Neon kommen in der Luft vor.

b) Stoffsteckbrief der Gase der 2. Periode:

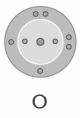
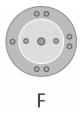
Steckbrief von Stickstoff	
Aggregatzustand	gasförmig
Aussehen	farblos
Geruch	geruchslos
Siedetemperatur	-196 °C
Schmelztemperatur	-210 °C
Dichte	1,17 g/l
Brennbarkeit	nicht brennbar
Gefährlichkeit	kein Gefahrstoff

Steckbrief von Sauerstoff	
Aggregatzustand	gasförmig
Aussehen	farblos
Geruch	geruchslos
Siedetemperatur	-183 °C
Schmelztemperatur	-219 °C
Dichte	1,33 g/l
Brennbarkeit	nicht brennbar, fördert die Verbrennung
Gefährlichkeit	kein Gefahrstoff

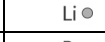
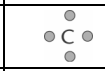
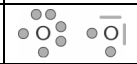
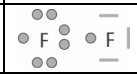
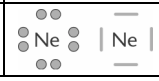
Steckbrief von Fluor	
Aggregatzustand	gasförmig
Aussehen	schwach gelblich
Geruch	durchdringend
Siedetemperatur	-188 °C
Schmelztemperatur	-219 °C
Dichte	1,58 g/l
Brennbarkeit	nicht brennbar
Gefährlichkeit	sehr giftig, ätzend, umweltgefährlich

Steckbrief von Neon	
Aggregatzustand	gasförmig
Aussehen	farblos
Geruch	geruchslos
Siedetemperatur	-246 °C
Schmelztemperatur	-249 °C
Dichte	0,84 g/l
Brennbarkeit	nicht brennbar
Gefährlichkeit	kein Gefahrstoff

c)

Elemente	**Stickstoff**	**Sauerstoff**	**Fluor**	**Neon**
Protonenzahl	7	8	9	10
Elektronenzahl	7	8	9	10
Neutronenzahl	7	8	10	10
Schalenmodell	N	 O	 F	N

d)

Elementsymbol	**Hauptgruppe**	**Periode**	**Elektronenschreibweise**
Li	I	2	 Li
Be	II	2	Be
B	III	2	B
C	IV	2	 C
N	V	2	N N
O	VI	2	 O O
F	VII	2	 F F
Ne	VIII	2	 Ne Ne

2 Einige Ordnungsmöglichkeiten
– alphabetisch nach Namen
Beryllium, Bor, Fluor, Kohlenstoff, Lithium, Neon, Sauerstoff, Stickstoff

– alphabetisch nach Elementsymbolen
B, Be, C, F, Li, N, Ne, O

– nach steigender Atommasse (in u)

Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0	Ne 20,2

– nach den Aggregatzuständen

Feststoffe	**Gase**
Lithium, Beryllium, Bor, Kohlenstoff	Stickstoff, Sauerstoff, Fluor, Neon

– nach Metallen, Halbmetallen und Nichtmetallen

Metalle	**Halbmetalle**	**Nichtmetalle**
Lithium, Beryllium	Bor	Kohlenstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Fluor, Neon

– nach Gefahrstoffen

Gefahrstoffe	**Keine Gefahrstoffe**
Lithium (ätzend, leicht entzündlich), Beryllium (giftig), Fluor (sehr giftig, ätzend, umweltgefährlich)	Bor, Kohlenstoff, Stickstoff, Sauerstoff, Neon

– nach Elementgruppen

Li → Alkalimetalle, Be → Erdalkalimetalle,
B → Erdmetalle, C → Kohlenstoff-Gruppe,
N → Stickstoff-Gruppe, O → Chalkogene (Erzbildner),
F → Halogene, Ne → Edelgase

– nach Hauptgruppennummer

Li I	Be II	B III	C IV	N V	O VI	F VII	Ne VIII

– nach der Ordnungszahl

Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10

3 a) Lithium ist ein Element der I. Hauptgruppe, die Atome des Lithiums haben ein Außenelektron, sie sind einwertig. Berylliumatome, Atome eines Elements der II. Hauptgruppe, haben zwei Außenelektronen, sie sind zweiwertig. Boratome mit drei Außenelektronen sind dreiwertig, Bor ist ein Element der III. Hauptgruppe. Kohlenstoffatome haben vier Außenelektronen und sind vierwertig.

Es gibt also einen Zusammenhang zwischen der Wertigkeit der Atome und dem Aufbau der Außenschale. Die Wertigkeit entspricht bei den ersten vier Elementen der 2. Periode der Zahl der Außenelektronen der Atome.

Fluor ist ein Element der VII. Hauptgruppe, ein Halogen. Fluoratome weisen sieben Außenelektronen auf, drei Elektronenpaare und ein einzelnes Elektron. Fluoratome sind einwertig. Sauerstoffatome mit zwei Elektronenpaaren und zwei Einzelelektronen auf der äußeren Schale sind zweiwertig. Stickstoffatome sind dreiwertig, sie haben drei einzelne Außenelektronen neben einem Elektronenpaar. Neonatome haben die Wertigkeit 0. Von Neon sind keine Verbindungen mit anderen Stoffen bekannt.

Regel: Die Wertigkeit eines Atoms entspricht der Zahl der einzelnen Außenelektronen.

b)

Atom	**Symbol**	**Wertigkeit**
Beryllium	Be	II
Bor	B	III
Fluor	F	I
Kohlenstoff	C	IV
Lithium	Li	I
Neon	Ne	0
Sauerstoff	O	II
Stickstoff	N	III

Schlusspunkt „Atombau, Periodensystem und Elementgruppen“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
198	1	-	I	F1.1		E4				
198	2	-	I	F2.1		E7		K8		
198	3	a	II			E7				
198	3	b	II	F1.3						
198	3	c	II	F2.1		E7		K1		
198	4	a	I			E7				
198	4	b	I			E7				
198	4	c	I			E7				
198	5		II	F1.3						
198	6		II	F1.3 F2.1		E7				
198	7		II			E7		K4		
198	8		II			E7		K4 K8		
199	komplexe	1 a	I	F2.1						
199	komplexe	1 b	I	F1.1						
199	komplexe	1 c	II	F1.3		E7				
199	komplexe	1 d	II	F1.3 F2.1		E7		K4		
199	komplexe	2	II	F2.1		E7		K1 K2 K3 K6		
199	komplexe	3 a	III			E6		K4		
199	komplexe	3 b	III			E7		K8		

Chemische Bindungen

Startpunkt

Aufgaben

1 2 Na + Cl_2 → 2 NaCl
Bei einer chemischen Reaktion reagieren zwei Stoffe miteinander und es entsteht ein völlig neuer Stoff mit völlig neuen Eigenschaften. Auf der Ebene der Teilchen findet eine Umgruppierung statt: die Bindungen zwischen den Teilchen werden gelöst, die Teilchen neu angeordnet und dann neue Bindungen zwischen den Teilchen geknüpft. Aus diesem Grund hat das Reaktionsprodukt Natriumchlorid – dessen Teilchen durch eine Ionenbindung zusammengehalten werden – ganz andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe. Die Natriumteilchen im metallischen Natrium werden durch eine Metallbindung, die Chloratome durch eine unpolare Atombindung zusammengehalten. Natriumchlorid weist auf makroskopischer Ebene u. a. folgende Eigenschaften auf: weiß, kristallin, würfelförmig, wasserlöslich, Lösung und Schmelze zeigen elektrische Leitfähigkeit.

2 Es sind ausschließlich Atome und keine Ionen als Comic dargestellt. Dabei wird das fehlende Bindungsbestreben bei den Edelgasatomen hier in einer arroganten Haltung zum Ausdruck gebracht. Darunter befindet sich die Darstellung als Teilchen. Es wird schon an dieser Stelle Bezug darauf genommen, dass sich in einer Atombindung gleichartige, aber auch verschiedenartige Teilchen miteinander verbinden können. Beispiele sind Sauerstoff, das als zweiatomiges Molekül vorkommt, und Wasser, das eine Verbindung aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom darstellt. Alle dargestellten Teilchen und ihre Formeln (O_2, H_2O) sind dem Schüler schon aus dem Kapitel „Die chemische Zeichensprache“ bekannt. Die Bindung wird an dieser Stelle noch vereinfacht als „Halten an den Händen“ dargestellt. Diese Darstellung kann durchaus zur Problematisierung dienen und die Entwicklung von Fragestellungen dieser Art im Unterricht begünstigen.

3 Die Aufgabe dient an dieser Stelle zur Wiederholung der einfachen Teilchenvorstellung, die den Schülern normalerweise schon bekannt ist und im Laufe des Kapitels erweitert werden soll. Die einfache Teilchenvorstellung problematisiert nur das Vorkommen von Anziehungskräften, liefert aber keine Erklärung für den Zusammenhalt der Teilchen.

	Anziehungskräfte	**Abstand**	**Bewegung**	**Ordnung**
fest	sehr hoch	sehr gering	sehr gering	sehr hoch
flüssig	hoch	gering	gering	hoch
gasförmig	gering	sehr groß	sehr groß	sehr gering

Zeitpunkt: Vom weißen Gold zum Gebrauchsgewürz

Zusatzinformationen

Chemisch gesehen handelt es sich bei dem Begriff „Salz“ um eine Stofffamilie. Umgangssprachlich meint man mit „Salz“ das Speisesalz, das der Chemiker unter dem Begriff „Natriumchlorid“ kennt. Das Speisesalz enthält neben Natriumchlorid aber auch noch bis zu 3% Verunreinigungen durch andere Salze wie z. B. Magnesiumchlorid und Sulfate. Salz nahm schon früh einen Platz in der Kultur des Menschen ein. Als Gewinnungsmethoden kennt man die Salzgewinnung aus Salzseen, das Auswaschen von Pflanzenasche, das Auswaschen und Filtrieren salziger Erde und das Auswaschen und Filtrieren von Torf. Der aus Norddeutschland stammende Begriff „Hallig“ für kleine, nicht eingedeichte Inseln im nordfriesischen Wattenmeer geht auf das keltische Wort „Hal“ für Salz zurück, da diese häufigen Überschwemmungen durch Meerwasser ausgesetzt sind. Die wichtige Bedeutung der Salzaufnahme für den Organismus ist daran zu erkennen, dass es einen Geschmackssinn „salzig“ gibt. Der Mensch benötigt Salz nicht nur zur Verbesserung des Geschmacks seiner Speisen, sondern dem Salz kommt auch eine physiologische Bedeutung zu. So spielen die positiv geladenen Natrium- und die negativ geladenen Chlorid-Ionen eine lebenswichtige Rolle für den Wasserhaushalt, das Nervensystem, die Verdauung und den Knochenaufbau. Der Körper eines Erwachsenen enthält ca. 150 – 300 g Salz und benötigt täglich 3 – 5 g zum Ausgleich des Salzverlustes durch z. B. Schwitzen. Für einen Erwachsenen wären 100 – 150 g (10 Esslöffel) Salz pro Tag tödlich, d. h., beim Salz unterscheiden sich lebensnotwendige und tödliche Dosis nur um den Faktor 10. Oft wird ein zu hoher Salzkonsum für Bluthochdruck verantwortlich gemacht, wobei ein eindeutiger Zusammenhang aber bis heute nicht nachgewiesen ist.

Brennpunkt: Kochsalz, ein Stoff aus dem Alltag

Aufgabe

1 Das Speisesalz, das z. T. mit Hilfe unterschiedlicher Verfahren aus dem Meer gewonnen wird, enthält neben Natriumchlorid noch einige andere Salze, z. B. Magnesiumchlorid.

Zusatzinformationen

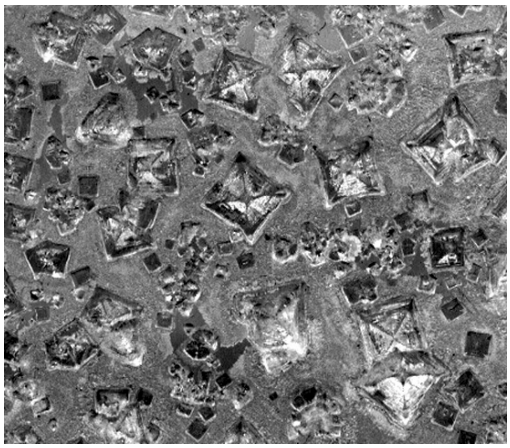
Salz ist „hygroskopisch“, d. h. wasseranziehend.
Diese Eigenschaft ist nicht alleine auf das Natriumchlorid, sondern vor allem auf die „Verunreinigungen“ des Salzes zurückzuführen. Als „Verunreinigung“ befindet sich auch Calciumcarbonat im Speisesalz. Dieses bedingt, dass ein frischer Rotweinfleck mit Speisesalz entfernt werden kann. Weitere Zusatzstoffe bzw. „Verunreinigungen“ im Speisesalz sind:

– Iod: zur Vorbeugung von Iodmangel wird dem Speisesalz Natriumiodat oder Kaliumiodat zugesetzt. Iodiertes Speisesalz enthält 15 - 25 mg Iod pro Kilogramm.
– Fluorid: zur Karies- und Kropfprophylaxe werden dem Speisesalz auch in Deutschland seit 1991 geringe Mengen Natriumfluorid und Kaliumfluorid zugesetzt.
– Natriumnitrit: durch diesen Zusatz eignet sich das Speisesalz auch zum Pökeln.
– Kräuter: früher verwendeten die Menschen das Salz, um die Kräuter für den Winter haltbar zu machen. Heute dienen die Kräuter im Salz der Geschmacksverbesserung. Häufig werden z. B. Basilikum, Paprika, Knoblauch, Zwiebeln, Pfeffer, Chili oder Kreuzkümmel als Zusatz verwendet.

Kochsalz – aus Sicht der Chemie

V Versuche

1 Versuchsergebnis: Es bilden sich hauptsächlich würfelförmige Kristalle, die unter der Lupe oder dem Mikroskop besonders gut zu erkennen sind.



2 Versuchsergebnis: Die Natriumchlorid-Kristalle haben im Wesentlichen die gleiche Form wie die Kochsalz-Kristalle in V1.

3 Versuchsergebnis: Es bildet sich Natriumchlorid in einer stark exothermen Reaktion. Nach dem Abkühlen gibt man aus der Spritzflasche etwas destilliertes Wasser hinzu. Vorsicht! Es kann sein, dass noch überschüssiges Natrium mit Wasser reagiert. Die Lösung wird anschließend auf einen Objektträger gegeben. Je langsamer das Wasser verdunstet, desto besser bilden sich Kristalle aus. Neben den typischen Würfelformen bilden sich auch nadelförmige Kristalle aus, die von Natriumhydroxid-Kristallen stammen.

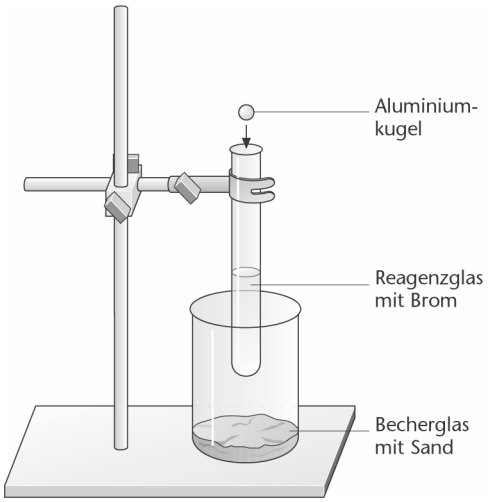
4 Jedes Salz bildet typische Kristallformen aus, die so spezifisch sind, dass man das Salz sogar aufgrund der Kristallform identifizieren kann. Neben der chemischen Bedeutung kommt den Kristallen auch noch ein hoher ästhetischer Wert zu. Kristalle, die Cu^{2+}-Ionen und Wassermoleküle enthalten (Kupfersulfat; Kupferchlorid), sind auch durch ihre blaue Farbe noch besonders schön.

Z Zusatzversuch

Reaktion von Aluminium mit Brom
Ähnlich wie Chlor reagiert auch Brom. Die Reaktion zwischen flüssigem Brom und Aluminium setzt etwas zeitverzögert ein, ist dann aber sehr heftig. Es entsteht Aluminiumbromid.

Durchführung
Man arbeitet im Abzug!
Man formt aus Aluminiumfolie ein kleines Kügelchen und lässt es in das Reagenzglas fallen, in dem sich ca. 0,5 cm hoch flüssiges Brom befindet.

Versuchsaufbau



Beobachtung
Nach kurzer Zeit bewegt sich das Kügelchen auf der Bromoberfläche, ein Zeichen dafür, dass die Reaktion bald einsetzt. Die Bewegung wird immer heftiger und dunkelorangefarbene Funken schlagen aus dem Gefäß. Wird jetzt weiter Aluminium in Form kleiner Kugeln hinzugefügt, setzt die Reaktion sofort wieder ein (vgl. B 3, rechts).

A Aufgaben

1 **Biologisch:** in der Biologie bezeichnet der Begriff „Familie“ eine hierarchische Stufe in der Systematik: Reihe, Klasse, Ordnung, Familie, Gattung, Art. Die Familie steht demzufolge zwischen den Hauptrangstufen Ordnung und Gattung. In der Zoologie besteht die Konvention, dass der wissenschaftliche Fachname auf der lateinischen Endung -idae endet (z. B. Carabidae = Laufkäfer). In der Botanik dagegen endet die lateinische Familienbezeichnung meist auf -aceae (z. B. Asteraceae = Korbblütengewächse).

Mathematisch: In der Mathematik bedeutet der Begriff „Familie“ formal dasselbe wie der Begriff „Funktion“. Der Unterschied liegt allein in der Schreib- und Sprechweise. Die Familien-Schreibweise findet z. B. bei der Summe und dem Produkt von Zahlen Anwendung. Auch die heute nicht mehr so üblichen Darstellungen der „Mengenlehre“ arbeiten mit dem Familienbegriff.

Chemisch: der Chemiker beschreibt mit dem Begriff „Familie“ meist Stofffamilien, die aufgrund gemeinsamer Eigenschaften zu größeren Gruppen zusammengefasst werden. Die einfachsten sind die Metalle und die Salze. Aber auch die „Drogen“ können zu einer chemischen Familie zusammengefasst werden oder Kohlenwasserstoffe bestimmter Struktur zu den „Alkanen“.

2 $2\ Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$

3 Metalle haben gemeinsame Eigenschaften:
- metallischer Glanz
- thermische/elektrische Leitfähigkeit
- Verformbarkeit

Beispiele für Metalle: Eisen, Kupfer, Blei, Gold.

Impulse: Atome wollen so wie Edelgasatome sein

Aufgaben

Welche Kräfte lassen Dinge aneinander hängen?

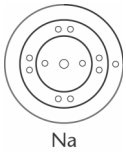
- Einige Beispiele sind:
  – kleben
  – magnetische Kräfte
  – zusammennähen
  – schrauben
  – Puzzleteile
  – tackern
  Dabei entsprechen „Puzzelteile“ z. B. dem in der Natur wichtigen „Schlüssel-Schloss-Prinzip“, welches in vielen Zusammenhängen der Biochemie als Erklärungsgrundlage dient (z. B. Enzymatik).
  Der Modellbegriff ist diskussionswürdig. Hier wird er so verstanden, dass komplizierte Zusammenhänge aus der Chemie mit Bildern und Begriffen aus der Alltagswelt erklärt werden. Dementsprechend ist es sinnvoll, vor der Erklärung in der submikroskopischen Welt nach Erklärungen in der mikroskopischen Welt zu suchen. An dieser Stelle sollen „Prinzipien, wie Dinge zusammenhalten“ zusammengetragen werden. Der Zusammenhalt aufgrund entgegengesetzter Ladungen wird an dieser Stelle schon von den Schülern genannt werden. Die Sammlung von Begriffen sollte dann aber nicht abgebrochen werden, sondern der Auftrag im Sinne der Aufgabenstellung zu Ende geführt werden.

Die Atomvorstellung von Niels Bohr

- Einige biografische Daten von **Niels Bohr**
  *** 7.10. 1885** in Kopenhagen
  † 18.11.1962 in Kopenhagen
  Geburtsname: Niels Henrik David Bohr
  Vater: Christian Bohr, Physiologe
  Mutter: Ellen Bohr (geb. Adler)
  Bruder (jünger): Harald Bohr, Mathematiker; Fußballspieler in der dänischen Nationalmannschaft
  Ehefrau: Margarethe Norlund
  Kinder: 6 Söhne, von denen allerdings 2 kurz nach der Geburt starben
  Niels Bohr stammte aus einer Familie von Wissenschaftlern. Gemeinsam mit Vater und Bruder führte Niels regelmäßig Gespräche über wissenschaftliche Themen, die bei beiden Brüdern das Interesse für die Naturwissenschaften weckten und ihr späteres Leben prägten.
  1903: Abitur in der Schule in Gammelholm
  Studium: Physik, Mathematik, Chemie, Astronomie, Philosophie an der Universität in Kopenhagen
  1906: Goldmedaille der Königlich – Dänischen Akademie der Wissenschaften und der Literatur für seine Arbeit über die Oberflächenspannung von Flüssigkeiten.
  1909: Magisterabschluss
  1911: Promotion mit einer Arbeit über die magnetischen Eigenschaften von Metallen; er zeigte darin, dass die magnetischen Eigenschaften der Metalle mit den Möglichkeiten der klassischen Physik nicht verstanden werden können
  1911: Wechsel nach Cambridge an das Cavendish Laboratory unter der Leitung des Nobelpreisträgers Sir Joseph John Thomson
  1912: Wechsel nach Manchester in das Labor von Ernest Rutherford, mit dem ihn eine tiefgehende Freundschaft verband. Rutherford führte den Begriff „Atomkern“ ein und geht von der Vorstellung eines winzigen massiven Kerns innerhalb eines planetarischen Modells aus.
  1913: Indem Bohr die Theorien zur Quantenphysik mit den Gesetzen der klassischen Physik verband, gelang ihm auf der Basis der Beobachtungen von Rutherford ein Atommodell („Bohr`sches Atommodell“) für das Wasserstoffatom zu erstellen.
  1914: Während des Ersten Weltkriegs Dozentenstellen in Manchester und Kopenhagen
  1916: Professur für Physik an der Universität in Kopenhagen
  1916 – 1919: Vorsitzender der Dänischen Physikalischen Gesellschaft
  ab 1917: Mitglied der dänischen Akademie der Wissenschaften
  1918: Formulierung des Bohr`schen Korrespondenzprinzips, welches einen Zusammenhang zwischen der Quantentheorie und der klassischen Physik herstellt
  1918: Aufbau eines eigenen Instituts an der Universität in Kopenhagen
  1920: Aufenthalt und Vortrag in Berlin; dabei macht er die Bekanntschaft mit Max Planck und Albert Einstein
  1921: Eröffnung seines Instituts für theoretische Physik an der Universität in Kopenhagen
  1921: Hält einige berühmte Vorträge in Göttingen, die als „Bohr-Festspiele“ in die Wissenschaftsgeschichte eingehen
  1921: Bohr entwickelt das „Aufbauprinzip“ und liefert damit eine theoretische Erklärung der chemischen Elemente: die äußeren Schalen der ring – bzw. schalenförmig angeordneten Elektronen bestimmen die chemischen Eigenschaften des Atoms
  1922: Auf der Basis des von Arnold Sommerfeld erweiterten Atommodells gelingt Bohr eine Erklärung für den Aufbau des Periodensystems der Elemente, bei der er ein Schalenmodell annimmt.
  10. 12. 1922: Bohr erhält den Nobelpreis in Physik für seine Forschungen über die Atomstruktur sowie den von den Atomen ausgehenden Strahlungen.
  1922: Sein Sohn Aage Niels Bohr wird geboren; dieser erhält 1975 ebenfalls den Nobelpreis für Physik
  1926/27: Werner Heisenberg doziert am Institut von Niels Bohr; durch die Diskussionen zwischen Heisenberg und Bohr entwickelt Heisenberg die „Unschärferelation“ und Bohr das „Komplementaritätsprinzip“, das als „Kopenhagener Deutung der Quantentheorie“ von beiden 1917 publiziert wurde.
  1931: die Dänische Regierung überlässt Niels Bohr den Carlsberg – Ehrenwohnsitz, der nach Willen der Stiftung dem jeweils bedeutendsten Wissenschaftler zugehören soll.
  1936: Entwicklung zweier neuer Atommodelle, die als „Sandsack – und Tröpfchenmodell“ bezeichnet werden
  1943: Im Zweiten Weltkrieg engagiert Bohr sich im Widerstand; dann gelingt ihm die Flucht nach Schweden; von dort holte ihn der britische Geheimdienst nach England; später – in den vereinigten Staaten – wurde er an dem Atombomben-Projekt beteiligt.
  1945: Rückkehr nach Dänemark und Bekleidung der alten Ämter.
  1955: Bohr organisiert die „Erste Internationale Konferenz zur friedlichen Nutzung von Atomkraft“ in Genua
  1957: Bohr warnt vor einer missbräuchlichen Nutzung der Atomenergie; dies bringt ihm den „Atoms for Peace A-ward“ ein.
  18.11.1962: Bohr stirbt in Kopenhagen und wird auf dem Assistenz-Friedhof beigesetzt
  1977: Das von einer sowjetischen Forschergruppe entdeckte Element mit der Ordnungszahl 107 wird zu Ehren Bohrs „Bohrium“ genannt.

Bohr`sches Atommodell:
Das Modell hilft bei dem Verständnis elementarer Eigenschaften der Elemente. Es bietet eine Erklärung für die Valenzen, den Metall- und Nicht-Metall Charakter der Stoffe sowie der Ionen-Eigenschaften. Nach diesem Modell ist der Übergang von einem Zustand in den anderen bei einem Atom mit der Aufnahme bzw. Abgabe von Energie verbunden. Die Aussendung bzw. Absorption von Strahlung geschieht dabei quantenhaft.

Komplementaritätsprinzip:
Bohr war der Ansicht, dass die Natur zu ihrer vollständigen Beschreibung den Gebrauch sich zwar gegenseitig ausschließender, sich aber andererseits gegenseitig ergänzender (komplementärer) Vorstellungen zulässt (ein Beispiel dafür ist der Welle – Teilchen – Dualismus zur Beschreibung des Lichts).
Das bedingt, dass bei großen Quantenzahlen die Aussagen der Quantentheorie in die der klassischen Physik übergehen.



Die 8 – eine magische Zahl

- Deutsche Übersetzungen:
  Oktave: (lat. octavus, der achte) darunter versteht man in der Musiktheorie ein Intervall, welches 8 Tonstufen einer Tonleiter umspannt. Im engeren Sinne versteht man unter einer „Oktave“ auch den 8. Ton einer Tonleiter.

  Oktettregel: Atome haben das Bestreben, durch Aufnahme oder Abgabe von Elektronen Edelgaskonfiguration (eine voll besetzte äußere Schale) zu erreichen. Eigentlich ist der Ausdruck »Oktettregel« – obwohl gebräuchlich – nicht ganz korrekt, denn Atome wie Wasserstoff oder Lithium streben zwar auch Edelgaskonfiguration an, erreichen diese jedoch mit nur zwei und nicht mit acht Elektronen. Bei diesen und einigen anderen Atomen der 2. Periode wird die mit zwei Elektronen voll besetzte Schale des Heliums angestrebt.

  Oktopus: dabei handelt es sich um einen Kopffüßer, der umgangssprachlich auch als „Krake“ bezeichnet wird. Korrekterweise sind die „Achtarmigen Kopffüßer“ (Octopodiformes) nur eine Teilgruppe der Kraken. Kraken gelten als intelligenteste Weichtiere.

  Oktogon: Ein Achteck (griech. octogon) ist ein Vielflächner mit acht Ecken und acht Seiten.

  Oktaeder: Das Oktaeder (griech. oktàedron, Achtflächner) ist einer der fünf platonischen Körper bzw. ein regelmäßiger Polyeder (Vielflächner) mit acht gleichseitigen Dreiecken als Flächen, zwölf (gleich langen) Kanten und sechs Ecken, in denen jeweils vier Flächen zusammen treffen.

  Oktett: Ein Oktett bezeichnet eine Gruppe, die aus 8 Teilen besteht.

  Weitere Begriffe mit der Vorsilbe „Okt“
  Die Schüler werden an dieser Stelle auch den Begriff „Oktober“ nennen, der aber nicht den 8., sondern den 10. Monat des Jahres darstellt. Das hat folgenden Grund:

  Oktober: Der Oktober ist der 10. Monat des Jahres im Gregorianischen Kalender. Die Römer aber nannten ihren 8. Monat des Jahres „mensis october“ (octo, acht). Erst in der Julianischen Kalenderreform 46 v. Chr. rutschte der 8. Monat an die 10. Stelle. Sein Name ist aber geblieben.

Die Oktettregel

- Einige biografische Daten von **Walther Kossel**
  *** 4.01.1888** in Berlin
  † 22. Mai 1956 in Tübingen
  Vater: Albrecht Kossel; Nobelpreisträger in Medizin
  Kossel war Schüler von Arnold Sommerfeld. Kossels Forschungsgebiet war hauptsächlich die Struktur der Atome und Moleküle.
  1916: Auf der Basis der Theorien von Niels Bohr stellt er eine Theorie der Kovalenten Bindung (Valenztheorie) auf.
  1921: Ab 1921 war Kossel Professor für theoretische Physik an der Universität Kiel
  1928: Begründung einer Theorie des Kristallwachstums
  1932: Ab 1932 Professor für theoretische Physik an der Technischen Hochschule Danzig
  1935: Entdeckung des nach ihm benannten „Kossel - Effekts“
  1945: Professor für Physik an der Universität Tübingen und Direktor des physikalischen Instituts
  1953: Emeritierung

  Einige biografische Daten von **Gilbert Newton Lewis**
  *** 23.10.1875** in Weymouth, Massachusetts, USA
  † 23.3.1946 in Berkeley (Kalifornien) in seinem Labor an einem Herzinfarkt
  Lewis´ Interessengebiet lag hauptsächlich auf der Erforschung der Valenzen eines Atoms und seiner Elektronenhülle. Seine Arbeiten schufen die Grundlagen für die Theorie der chemischen Bindung. Sein Name ist eng verbunden mit den Begriffen der „Lewis-Schreibweise“ und der „Lewis Säure-Base-Theorie“.

  Lewis-Schreibweise:
  Bei der Verwendung der Lewis-Schreibweise werden nur die Elektronen auf der äußeren Schale eines Atoms (Valenzelektronen) betrachtet. Alle inneren Elektronen (und der Atomkern) haben keinen Einfluss auf das Verhalten des Atoms.

Gestaltung einer Symboltafel

- Die Schüler sollen diese Tafeln ganz frei und nach ihren eigenen ästhetischen Vorstellungen gestalten. Dieses kann – muss aber nicht – zu einer intensiven Beschäftigung mit dem jeweiligen Element und seinen Eigenschaften führen. So müssen die Eigenschaften bei der Gestaltung nicht unbedingt zum Ausdruck kommen. Der Vorteil dieser Arbeitsweise ist, dass hinterher die Möglichkeit besteht, „die Atome zu befragen“. Auch bietet es sich an, die Elemente einer Gruppe oder einer Periode zusammenzuordnen und die Schüler so durch Befragung der Atome die Gemeinsamkeiten der Atome einer Gruppe bzw. Periode ermitteln zu lassen. („Wir sind in einer Gruppe, weil wir alle die gleiche Anzahl an Außenelektronen besitzen.“; „Wir sind in einer Periode, weil wir die gleiche Anzahl Schalen besitzen.“) So ergibt sich automatisch und im wahrsten Sinne des Wortes ein „lebendes Periodensystem“.

Du bist ein Schwefelatom

- Folgende Antworten sind richtig:
  – Das Schwefelatom hat 6 Elektronen auf seiner äußeren Schale und besitzt 3 Schalen.
  – Das Schwefelatom könnte noch 2 Elektronen aufnehmen, um seine äußere Schale voll mit Elektronen zu besetzen.

Die Anwendung der Oktettregel

- Auch an dieser Stelle wird wie unter dem Punkt „Welche Kräfte lassen Dinge aneinander hängen“ auf den Modellbegriff abgehoben. Es wird mit dem „Gefühl“ der Schüler gearbeitet. Das Prinzip, das dahinter steht, ist: „ich wähle den kürzeren und den einfacheren Weg“.
  Beispiel: Das Schwefelatom hat 6 Elektronen auf der äußeren Schale.

- Es könnte somit 2 Elektronen aufnehmen und so die Edelgaskonfiguration von Argon erreichen. Es könnte aber auch 6 Elektronen abgeben und die Elektronenanordnung von Neon annehmen. Rein aus dem Gefühl ist es „einfacher“, zwei Elektronen aufzunehmen als 6 Elektronen abzugeben. Dementsprechend nimmt das Schwefelatom 2 Elektronen auf. Das entspricht dem Ergebnis, zu dem chemisch – theoretische Überlegungen führen.

Wie ändert sich die Ladung?

- Ein Atom ist ungeladen, da es die gleiche Anzahl Protonen wie Elektronen besitzt. Da Protonen einfach positiv, Elektronen aber einfach negativ geladen sind, gerät das Atom bei der Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen hinsichtlich seiner Ladungsverteilung aus dem Gleichgewicht: ein Ion entsteht.

Protonenzahl	Elektronenzahl	Ladung
11	10	1+
17	18	1-
16	16	+/- 0

- Die Protonenzahl – die auch als Kernladungszahl bezeichnet wird – gibt die Art des Atoms an. Das ursprüngliche Atom kann ermittelt werden, indem man die Protonenzahl als „Ordnungszahl“ im Periodensystem der Elemente sucht und dem entsprechenden Symbol den Namen zuordnet:

Protonenzahl	Ordnungszahl	Element
11	11	Nariumatom
17	17	Chloratom
16	16	Schwefelatom

Impulse „Atome wollen wie Edelgasatome sein“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
206	Welche Kräfte	Wo und warum	I	F2.2		E7		K4 K5 K8 K9		B6 B2 B3
206	Die Atom-vorstellung	Forsche im Internet	III			E8		K1 K2		B5 B1 B2 B5
206	Die Atom-vorstellung	Zeichne ein	II	F 1.3 F 1.2 F 2.2		E7 E6		K4 K1 K8		
206	Die 8 eine	Suche nach	I					K2		
206	Die 8 eine	Findest Du noch	I					K5		
206	Die Oktett-regel	Forsche im Internet	III			E8		K1 K2		B5 B1 B2
207	Gestaltung einer	Ordnet jedem Schüler	II	F 1.3 F 1.2		E7 E6		K4 K2 K8 K9		
207	Du bist ein	Diskutiere	III	F 1.3 F 1.2 F 2.1 F 2.2		E 7 E6		K8 K2 K4		B6
207	Die Anwendung	Wähle ein beliebiges	II	F1.3 F 1.2 F 1.3		E7 E6		K2 K4 K8		
207	Die Anwendung	Würdest Du eher	III	F1.3 F 1.2 F 2.1 F 2.2		E7		K8 K5 K9		B6
207	Wie ändert sich	Zeichne die	III	F 2.2 F 1.2 F 1.3 F 1.5 F 2.1 F 2.2		E7 E6		K4 K2 K8		
207	Wie ändert sich	Um welche Atome	II	F 1.3 F 1.2 F 1.5 F 2.2		E7 E6		K4 K2 K8 K9		B6

Die Bildung von Ionen

Aufgabe

1

Symbol des Atoms	p^+	e^-	Ion
Mg	12	10	Mg^{2+}
N	7	10	N^{3-}
O	8	10	O^{2-}
Br	35	36	Br^-
Li	3	2	Li^+

Die Ionenbindung

Zusatzinformationen

Um die Ionenbindung zu verdeutlichen wird meist die Reaktion zwischen Natrium und Chlor im Unterricht dargestellt.

Die Darstellung von Chlorgas
Chlor lässt sich auf verschiedene Arten herstellen. Gebräuchlich ist die Herstellung aus Kaliumpermanganat ($KMnO_4$) bzw. Chlorkalk ($CaCl_2O$) mit konz. Salzsäure. Wird Kaliumpermanganat benutzt, so bildet sich im Reaktionsgefäß ein brauner Rand aus Braunstein (MnO_2), welcher durch Salzsäure entfernt werden muss. Dabei entsteht wiederum Chlor. Das heißt, selbst die Gefäßreinigung muss unter dem Abzug durchgeführt werden.
Daher bietet sich die Chlorherstellung mit Chlorkalk an. Bei diesem Vorgang entstehen neben Chlorgas Wasser und Calciumchlorid.
Die Herstellung im Kleingasentwickler mit Calciumhypochlorit bietet eine Alternative, um kleine Mengen Chlor herzustellen.

Da Chlorgas schwerer ist als Luft, kann es aus dem Herstellungsgefäß in das eigentliche Reaktionsgefäß umgefüllt werden. Man arbeitet zwar im Abzug, lässt diesen aber während des Umfüllens nicht laufen. So wird vermieden, dass zu viel Chlorgas entweicht.

Werkstatt: Kristall und Modell

Aufgaben

1 In der Ebene umgeben jeweils 4 weiße Kugeln eine grüne Kugel und umgekehrt. Natriumchlorid hat aber die Koordinationszahl 6, d. h., im Würfel umgeben 6 Natriumionen 1 Chloridion und 6 Chloridionen ihrerseits 1 Natriumion.

2 Die Farben symbolisieren die Ionen unterschiedlicher Ladung. Das Natriumion ist einfach positiv geladen (Na^+) und das Chloridion einfach negativ (Cl^-). Da es sich sowohl beim Natriumion wie beim Chloridion um einfach geladene Teilchen handelt, sind die Farben austauschbar.

3 Der Klebstoff steht stellvertretend für die Bindung. In diesem Fall handelt es sich um eine Ionenbindung, d. h., der Klebstoff steht stellvertretend für die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen.

4 Na^+Cl^- unter bestimmten Bedingungen ist diese Schreibweise durchaus sinnvoll, aber nicht üblich. Die Ladungen im Kristall gleichen sich aus, deswegen werden sie in der Formelschreibweise auch nicht berücksichtigt.

32 Na + 32 Cl: Das „Pluszeichen“ würde bedeuten, dass die Ionen nicht miteinander verbunden sind. Es entsteht aber ein Ionengitter, in dem die Ionen durch elektrostatische Anziehungskräfte zusammenhalten.

$Na_{32}Cl_{32}$: Auch diese Schreibweise wäre durchaus möglich. Sie gibt an, dass auf 32 Na^+-Ionen genau 32 Cl^--Ionen kommen, d. h., das zahlenmäßige Verhältnis der Ionen ist 1:1. Gekürzt ergibt sich also die Formel NaCl.

NaCl: Dieses ist die übliche Formelschreibweise zur Beschreibung des NaCl-Kristalls. Es handelt sich dabei um eine Verhältnisformel. Dabei ist zu berücksichtigen, dass nicht 1 Na^+-Ion mit einem Cl^--Ion verbunden ist, sondern die Ionen im zahlenmäßigen Verhältnis von 1:1 auftreten.

$Na^{32}Cl^{32}$: Die exponentielle Darstellung stammt aus der Mathematik und ist in der Chemie nicht üblich. In der Chemie werden vielmehr „kleine, tiefgestellte Zahlen“ geschrieben.

Eigenschaften von Salzen

Versuch

1 a) Versuchsergebnis: Im festen Zustand ist keine elektrische Leitfähigkeit zu erkennen.

b) Versuchsergebnis: Erwärmt man Natriumchlorid, ist eine elektrische Leitfähigkeit festzustellen. Die Stromstärke bewegt sich im mA-Bereich.

Die Atombindung

A Aufgaben

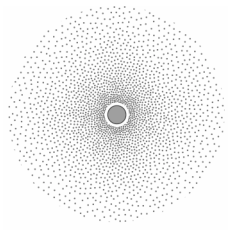
1 Helium, Neon und Argon sind Edelgasatome und besitzen schon eine gefüllte äußere Schale. Diese ist bei Helium, das nur eine Schale besitzt, schon mit 2 Elektronen voll besetzt, bei Neon und Argon mit 8 Elektronen. Da die Erfüllung der Oktettregel als eine Begleiterscheinung für chemische Reaktionen angesehen werden kann, ist diese bei Edelgasatomen nicht gegeben. Die Edelgasatome bilden also weder Ionenverbindungen noch Moleküle.

2 a) Chlorwasserstoffmolekül: Das Chlorwasserstoffmolekül besteht aus einem Wasserstoffatom und einem Chloratom, die über ein bindendes Elektronenpaar miteinander verbunden sind. Zusätzlich befinden sich an dem Chloratom noch 3 nichtbindende Elektronenpaare.

b) Kohlenstoffdioxidmolekül: Das Kohlenstoffdioxidmolekül besteht aus einem Kohlenstoffatom und zwei Sauerstoffatomen. Die beiden Sauerstoffatome sind jeweils über eine Doppelbindung mit dem Kohlenstoffatom verbunden. Zusätzlich besitzt jedes Sauerstoffatom noch zwei nichtbindende Elektronenpaare.

Z Zusatzinformation

Die Anziehungs- und Abstoßungskräfte, die bei der Annäherung zweier Wasserstoffatome wirksam werden, können besser nachvollzogen werden, wenn die Elektronen als „Elektronenwolke“ dargestellt werden. Unter einer „Elektronenwolke“ wird dabei der Aufenthaltsraum verstanden, in dem das Elektron mit 99%iger Wahrscheinlichkeit angetroffen werden kann.



Viele Momentaufnahmen eines Elektrons

Wasser, ein Dipol

Versuche

1 Versuchsergebnis: Die Folien ziehen in beiden Fällen den Wasserstrahl an.
Begründung: Das Wassermolekül ist ein Dipol. Es besitzt am Sauerstoffatom eine negative Teilladung und an den Wasserstoffatomen positive Teilladungen. Wassermoleküle drehen sich mit ihrer Teilladung so, dass sich ungleichnamige Ladungen (von Strahl und Folie) gegenüberstehen.

2 Der Metallring sollte vor dem Eintauchen sauber und fettfrei sein. Die Federwaage hält man ruhig und senkrecht zur Wasseroberfläche. Entscheidend ist, die Federwaage mit dem angehängten Metallring gleichmäßig und sehr langsam aus dem Wasser herauszuziehen.
Versuchsergebnis: Man liest an der Federwaage die Kraft während der Eintauchphase ab und achtet genau auf den Maximalwert an der Federwaage. Dieser tritt in dem Augenblick auf, wenn der Metallring den Kontakt zur Wasseroberfläche abreißen lässt. Am besten wiederholt man das Experiment mehrere Male.

Zusatzinformation

Als Vergleich bietet es sich an, eine unpolare Flüssigkeit zu benutzen oder eine, die schwächer polar ist. In Frage kommen Heptan (unpolar) und Ethanol / Brennspiritus (schwächer polar).

Brennpunkt: Die Elektronegativität

Aufgabe

1 Elektronegativität Sauerstoff: 3,5
Elektronegativität Wasserstoff: 2,1
Elektronegativitätsdifferenz: 3,5 - 2,1 = 1,4, also kleiner als 1,7. Es handelt sich demzufolge um eine polare Atombindung.
Bei der Berechnung ist zu beachten, dass immer die kleinere von der größeren Zahl abgezogen wird, sodass sich ein positiver Wert ergibt. Zudem werden auch bei mehratomigen Molekülen immer nur 2 Bindungspartner betrachtet. Es ließe sich also in diesem Fall einerseits die Elektronegativitätsdifferenz zwischen dem Sauerstoff-Atom und dem einen Wasserstoff-Atom und dann zwischen dem Sauerstoff-Atom und dem anderen Wasserstoff-Atom berechnen. Die Elektronegativitäten der beiden Wasserstoff-Atome dürfen aber keinesfalls addiert und dann von dem Elektronegativitätswert des Sauerstoff-Atoms subtrahiert werden.

Zusatzinformation

Die Elektronegativität
Die Elektronegativität ist ein relatives Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer Atombindung die Bindungselektronen an sich zu ziehen. Sie kann daher als Anhaltspunkt für die Polarität und den Ionenbindungscharakter einer Atombindung genommen werden. Je größer die Differenz der Elektronegativitäten zweier Bindungspartner ist, desto polarer ist die Atombindung. Ab einem Bereich um Δ EN = 1,7 treten Ionenbindungen auf, wenn es sich bei den Bindungspartnern um ein Metall und ein Nichtmetall handelt. Es ist wichtig, diese Betrachtungsweise nicht als allgemeingültige, exakte Regel zu vermitteln. Denn es ist nur ein Hilfsmittel, bei dem Ausnahmen auftreten.

Strategie: Das Aufstellen von Strukturformeln

Zusatzinformation

Die dargestellte Methode ist für sehr kleine Moleküle gut geeignet. Es ist darauf zu achten, dass die Elektronen gleichmäßig und dann in Zweierpaaren um das Atomsymbol verteilt werden. Auf diese Weise lassen sich z.B. die Strukturformeln von H_2, H_2O, CH_4, CO_2, N_2, NH_3, O_2, CCl_4, HCl, HBr, HF von den Schülern selbständig ermitteln. Die „Fünfbindigkeit“ einiger Atome, wie z. B. des Schwefelatoms im H_2SO_4, lässt sich mit dieser Vorgehensweise nicht deuten.

Wasser löst Salz

Versuche

1 Versuchsergebnis: Wasser wird vom Salz angesaugt, Benzin nicht. Die Löslichkeit von Kochsalz in Wasser ist also gut. Stellt man die Petrischalen auf den Overheadprojektor, so sieht man das Salz als Schattenbild. Sorgt man mit der Spitze der Spritzflasche für eine „Verbindung“ zwischen dem Salz und dem Wassertropfen, so wird das Wasser förmlich angesaugt.

2 Zunächst wird die elektrische Leitfähigkeit von destilliertem Wasser überprüft. Um Polarisationserscheinungen zu vermeiden, sollte man mit einer Wechselspannung zwischen 2 und 6 Volt arbeiten. Mit einem Stromstärkemessgerät wird die Stromstärke abgelesen. Um Sekundäreffekte an den Elektroden zu vermeiden, sollte man auf Platinelektroden zurückgreifen oder (in Schülerversuchen) auf alte Fahrradspeichen aus Edelstahl. Diese lassen sich gut zurechtbiegen und stören wenig. Versuchsergebnis: Nach Salzzugabe (kleine Portion ist ausreichend) steigt die elektrische Leitfähigkeit an.

Die Ionenwanderung

Versuch

1 Versuchsergebnis: Die negativ geladenen Permanganationen bilden eine violette Farbfront. Die Kaliumionen dagegen bilden eine farblose Einheit. In der ammoniakalischen Kupfersulfatlösung bilden die positiv geladenen Kupferionen eine blaue Farbfront. Liegt nun eine elektrische Spannung in dem Lösungsgemisch an, so wandern die jeweiligen Ionen zum entgegengesetzt geladenen Pol: die Permanganationen wandern zum Pluspol und die Kupferionen wandern zum Minuspol. Durch die „Farbfront“ ist dies gut zu erkennen.

Werkstatt: Wir untersuchen Metalleigenschaften

Versuche

1 **Die Beweglichkeit von Elektronen**
Versuchsergebnis: Kupfer und Magnesium zeigen ein unterschiedliches Leitfähigkeitsverhalten.
Erklärung: Die gute elektrische Leitfähigkeit von Metallen ist zurückzuführen auf die relativ hohe Beweglichkeit der Außenelektronen. Trockenes Holz leitet den elektrischen Strom nicht.

2 **Elektronen werden schneller**
Versuchsergebnis: Die Bewegungsfähigkeit der Außenelektronen kann man beeinflussen. Bei Wärmezufuhr steigt die elektrische Leitfähigkeit an.
Erklärung: Unter anderem hängt das Ergebnis mit der Ionisierungsenergie (Mindestenergie, die benötigt wird, um ein Elektron vollständig aus dem Atom zu entfernen) der Außenelektronen zusammen. Metalle besitzen im Vergleich zu Nichtmetallen niedrigere Ionisierungsenergien.

Zusatzinformationen

Erste Ionisierungsenergien (I_1) einiger Metallatome

Metallatom	I_1 in eV
Mg	7,646
Fe	7,870
Cu	7,726
Zn	9,394
Al	5,986

Aufgaben

3 **Elektronen sind leicht übertragbar**
Wird ein Tesabandstreifen ruckartig vom Zinkteller abgerissen, so findet ähnlich wie bei der Trennung zweier Folien eine Ladungstrennung statt. Die Außenelektronen des Zinkatoms lassen sich relativ leicht ablösen, das Elektroskop wird positiv geladen.
Ergebnis: Nach dem Abreißen des Tesabandes ist ein Zeigerausschlag festzustellen.

4 **Namenskette aus Draht**
Das Elektronengas ist kein Gas im chemischen Sinne, sondern eine Modellvorstellung, das frei bewegliche Elektron in Metallen fordert. Sie können keinem einzelnen Metallatom zugeordnet werden, sondern sind „delokalisiert“. Von den Metallatomen bleiben nach der Abgabe der Außenelektronen an das Elektronengas in dieser Vorstellung nur die positiven Atomrümpfe. Die frei beweglichen Elektronen sind in erster Linie der Grund für die Leitfähigkeit der Metalle. Zur Erklärung der Biegsamkeit (Duktilität = Verformbarkeit) werden in erster Linie die positiven Atomrümpfe herangezogen. Diese werden beim Biegen gegeneinander verschoben. Da die Atomrümpfe aber durch das Elektronengas zusammengehalten werden, bricht der Draht nicht auseinander. Eine weitergehende Interpretation der Metalleigenschaften liefert das „Bändermodell“.

Die Metallbindung

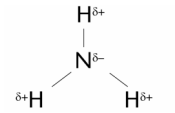
Versuch

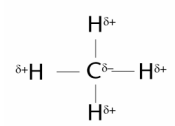
1 Versuchsergebnis: Metalle sind besonders gute elektrische Leiter. Im Vergleich zu einer Natriumchloridlösung ist eine höhere elektrische Leitfähigkeit festzustellen.

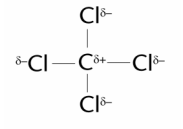
Schlusspunkt

Aufgaben

1 a) F – F

b) 

c) 

d) 

e) O = O

2 Die einzelnen Elektronegativitätswerte werden auf der Brennpunktseite „Die Elektronegativität“ aus der Elektronegativitätsskala nach Pauling entnommen.

a) H: 2,1; Cl: 3,0. Die Differenz von 0,9 ist < als 1,7 und es handelt sich somit um eine polare Atombindung.

b) Li: 1,0; Cl: 3,0. Differenz: 2,0 > 1,7 Es handelt sich um eine Ionenbindung.

c) Br: 3,0 – 3,0 = 0. Es handelt sich um eine unpolare Atombindung.

d) Man berechnet nur die Differenz der Elektronegativitäten zwischen dem Wasserstoffatom und dem Sauerstoffatom: 1,4 < 1,7. Es handelt sich um eine polare Atombindung.

e) 2,5 – 2,1 = 0,4. Es handelt sich um eine (schwach) polare Atombindung.

f) 3,0 - 1,2 = 1,8. Es handelt sich um eine Ionenbindung.

3 Strukturformeln lassen sich nur zeichnen, wenn sich Atome miteinander verbinden, es sich also um eine Atombindung handelt. Bei Magnesiumchlorid handelt es sich um eine Ionenbindung. Es lässt sich die chemische Formel (Verhältnisformel) erstellen.

4 Es handelt sich um eine polare Atombindung. Das H-Atom ist δ^+ und das Cl-Atom δ^- geladen. Das Molekül hat also ein teilweise positive und ein teilweise negativ geladenes Ende. Es ist ein Dipolmolekül.

5 Natriumchloridkristalle sind spröde. Der Stoff hat eine hohe Schmelztemperatur und die Schmelze leitet den elektrischen Strom.

6 Die Kristalle sind spröde, weil sich Ionen zu einem Gitter zusammengelagert haben. Kommen durch Krafteinwirkung gleich geladene Ionen gegeneinander zu liegen, so stoßen sich die Ladungen ab und es bilden sich kleinere Bruchstücke. Um die Ionen vollständig voneinander zu trennen, muss verhältnismäßig viel Energie aufgewendet werden. Dann existieren aber freie Ladungsträger (Ionen), die den elektrischen Strom leiten. In Wasser wird das Ionengitter – von den Ecken ausgehend – aufgelöst und die Ionen werden hydratisiert. Diese hydratisierten Ionen bilden die Grundlage für die elektrische Leitfähigkeit einer Natriumchloridlösung.

7 Die Abbildung beschreibt die Übertragung eines Elektrons vom Natriumatom auf ein Chloratom. Es bilden sich ein Natriumion und ein Chloridion.

8 Die Atome der VIII. Hauptgruppe besitzen schon 8 Elektronen (ein Oktett) auf ihrer äußeren Schale.

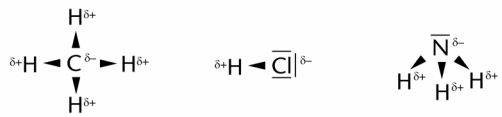
9

Formel	Name	EN-Differenz	Bindungstyp
HCl	Chlorwasserstoff	3,0 - 2,1 = 0,9	polare Atombindung
$AlCl_3$*	Aluminiumchlorid	3,0 - 1,5 = 1,5	
NaF	Natriumfluorid	4,0 – 0,9 = 3,1	Ionenbindung
CaO	Calciumchlorid	3,5 - 1,0 = 2,5	Ionenbindung
Li_2O	Lithiumchlorid	3,5 - 1,0 = 2,5	Ionenbindung

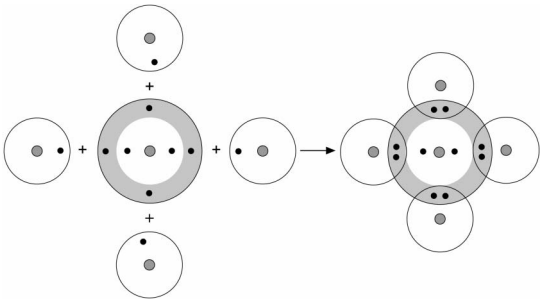
*Aluminiumchlorid wird als Grenzfall zwischen Molekül und Ion angesehen, es weist eine EN-Differenz von 1,5 auf. Damit sollte es sich eigentlich um eine polare Atombindung handeln. In wässrigen Lösungen sind jedoch Ionen nachweisbar.

10 Das Bindungsmodell für Metalle besagt, dass sich positive Atomrümpfe und ein leicht bewegliches Elektronengas bilden.

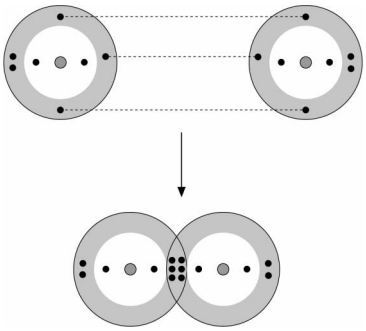
11 a)
- Das CH_4-Molekül besteht aus einem Kohlenstoffatom und 4 Wasserstoffatomen. Die 4 Wasserstoffatome sind jeweils über eine Einfachbindung mit dem Kohlenstoffatom verbunden.
- Das HCl-Molekül besteht aus einem Wasserstoffatom und einem Chloratom, die über eine Einfachbindung miteinander verbunden sind. Zusätzlich befinden sich an dem Chloratom noch drei nichtbindende Elektronenpaare.
- Das NH_3-Molekül besteht aus einem Stickstoffatom und 3 Wasserstoffatomen. Die Wasserstoffatome sind jeweils über eine Einfachbindung an dem Stickstoffatom gebunden. Zusätzlich befindet sich am Stickstoffatom noch ein nichtbindendes Elektronenpaar.

b) 

12. a)



b)

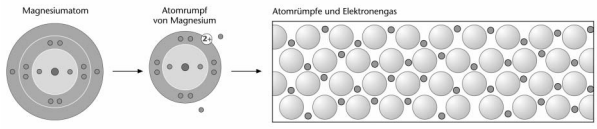


13 a) Die zweite Antwort ist richtig.

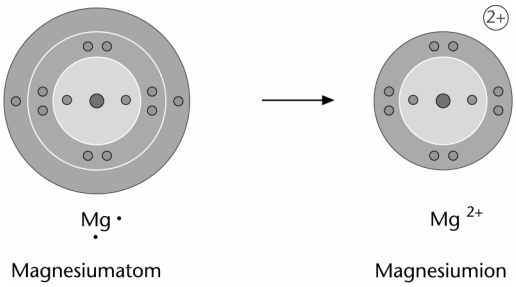
b) In einem Salz sind die Teilchen über eine Ionenbindung miteinander verbunden. Es bildet sich ein Ionengitter, in dem die Ionen regelmäßig und in einem festen Zahlenverhältnis angeordnet sind.

14. a) In einer Metallbindung haben die Atome ihre Außenelektronen an ein gemeinsames Elektronengas abgegeben, während bei einem Ion ein oder mehrere Elektronen von einem Atom auf ein anderes Atom vollständig übergegangen sind.

b)
positiv geladener Atomrumpf:



positiv geladenes Ion:



15 a)/ b)

Formel	EN-Differenz	Bindungstyp	Verhältnisformel
HF*	1,9	Polare Atombindung	nein, Summenformel
KCl	2,1	Ionenbindung	ja
Na_2S**	1,6	Ionenbindung	ja
Al_2O_3	1,9	Ionenbindung	ja
H_2S	0,4	Polare Atombindung	nein, Summenformel
SO_2	1,0	Polare Atombindung	nein, Summenformel

* Ein Beispiel dafür, dass die EN-Differenz über 1,7 liegt und keine Ionenbindung (zwei Nichtmetalle) vorliegt.

** Bei einer Elektronegativitätsdifferenz von 1,6 sollte eine (sehr) polare Atombindung vorliegen, tatsächlich bildet Na_2S bereits eine Ionenbindung.

Die Summenformel beschreibt die Art und die Anzahl der im Molekül miteinander verbundenen Atome.
Die Verhältnisformel gibt das kleinste, ganzzahlige Verhältnis der Ionen im Kristallgitter an, so dass der Kristall insgesamt nach außen hin elektrisch neutral ist.
Summenformeln beschreiben (meist) kleinere Moleküle. Die Anzahl der im Molekül miteinander verbundenen Atome kann direkt an der Summenformel abgelesen werden. Bei Kristallen handelt es sich um sehr große Strukturen, deren Beschreibung nur durch die Beschreibung des Zahlenverhältnisses der Ionen gelingt. Die Anzahl der im Kristall miteinander verbundenen Ionen kann der Verhältnisformel nicht entnommen werden.

Komplexe Aufgabe „Ionenbindung“

1 a) Die Reaktionsgleichung lautet
$Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$

b) siehe Tabelle nächste Seite

c) Alle Atome, die 1 bis 3 Elektronen auf ihrer äußeren Schale besitzen, geben diese ab und bilden positiv geladene Ionen.
Alle Atome, die 5 bis 7 Elektronen auf ihrer äußeren Schale besitzen, nehmen Elektronen auf und bilden negativ geladene Ionen. Die Atome der IV. Hauptgruppe können sowohl Elektronen aufnehmen, wie auch Elektronen abgeben

2 a) Magnesiumatome besitzen zwei Elektronen auf der äußeren Schale. Ein Magnesiumatom könnte somit 6 Elektronen aufnehmen oder 2 Elektronen abgeben, um ein Elektronenoktett zu erreichen. Ein Chloratom benötigt mit 7 Außenelektronen aber nur noch ein Elektron, um die äußere Schale „voll“ zu bekommen. Es sind somit 2 Chloratome notwendig, damit das Magnesiumatom beide Elektronen von seiner äußeren Schale abgeben kann. Das wird durch die Formel $MgCl_2$ ausgedrückt.

b) Natriumsulfid: Na_2S
Aluminiumoxid: Al_2O_3
Calciumbromid: $CaBr_2$
Lithiumfluorid: LiF

Zusatzinformation

Die Elektronegativität
Die Elektronegativität ist ein relatives Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer Atombindung die Bindungselektronen an sich zu ziehen. Sie kann daher als Anhaltspunkt für die Polarität und den Ionenbindungscharakter einer Atombindung genommen werden. Je größer die Differenz der Elektronegativitäten zweier Bindungspartner ist, desto polarer ist die Atombindung. Ab einem Bereich um Δ EN = 1,7 treten Ionenbindungen auf, wenn es sich bei den Bindungspartnern um ein Metall und ein Nichtmetall handelt. Es ist wichtig, diese Betrachtungsweise nicht als allgemeingültige, exakte Regel zu vermitteln. Denn es ist nur ein Hilfsmittel, bei dem Ausnahmen auftreten.

Um dies zu thematisieren, wurden in Aufgabe 9 das Aluminiumchlorid, und in Aufgabe 15 der Fluorwasserstoff sowie das Natriumsulfid als Beispiele aufgenommen.

Tabelle zu Komplexe Aufgabe 1b

Symbol	Name	Schale				Aufnahme e^-	Abgabe e^-	Ion	Edelgas
		1	2	3	4				
Na	Natrium	2	8	1	-	-	-1	Na^+	Ne
Cl	Chlor	2	8	7	-	+1	-	Cl^-	Ar
S	Schwefel	2	8	6	-	+2	-	S^{2-}	Ar
Ca	Calcium	2	8	8	2	-	-2	Ca^{2+}	Ar
Al	Aluminium	2	8	3	-	-	-3	Al^{3+}	Ne
N	Stickstoff	2	5	-	-	+3	-	N^{3-}	Ne
O	Sauerstoff	2	6	-	-	+2	-	O^{2-}	Ne
C	Kohlenstoff	2	4	-	-	+4	-4	C^{4-}/C^{4+}	Ne/He
Mg	Magnesium	2	8	2	-	-	-2	Mg^{2+}	Ne
Li	Lithium	2	1	-	-	-	-1	Li^+	He
F	Fluor	2	7	-	-	+1	-	F^-	Ne
K	Kalium	2	8	8	1	-	-1	K^+	Ar

Schlusspunkt „Chemische Bindungen“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
224	1	a	II	F1.1		E7		K4		
224	1	b	II	F1.3				K8		
224	1	c	II	F2.1				K9		
224	1	d	II	F2.2						
224	1	e	II	F 2.1		E7		K8		
224	2	a	III	F1.2				K4		
224	2	b	III	F1.3				K5		
224	2	c	III	F1.4				K8		
224	2	d	III	F1.5				K9		
224	2	e	III	F2.1						
224	2	f	III	F2.2						
224	2		III	F3.4						
224	3		III	F1.2		E6		K2		
224	4		III	F1.1 F1.2 F1.3 F1.4 F1.5 F2.1 F2.2 F3.4		E7		K4 K5 K8		
224	5		I	F1.1 F2.3				K1 K2 K5 K8		
224	6		III	F1.1 F1.2 F1.3 F1.4 F1.5 F2.1 F2.2 F3.4				K4 K5 K8		
224	7		II	F1.2 F1.3 F1.4 F1.5 F2.1 F2.2 F3.4		E7		K4 K8 K9		
224	8		II	F1.1 F1.2 F1.3 F1.4 F1.5 F2.1 F2.2 F3.4		E7		K4 K5 K8 K9		
224	9	a	III	F1.1		E7		K4		
224	9	b	III	F1.2				K5		
224	9	c	III	F1.3				K8		
224	9	d	III	F1.4				K9		
224	9	e	III	F1.5						
224	9		III	F2.1 F2.2 F3.4						
224	10		II	F1.1 F1.2 F1.3 F1.4 F1.5 F2.1 F2.2		E7		K4 K5 K8		
224	11	a	II	F1.2				K4		
224	11	b	II	F1.3 F1.4 F2.2				K8		
224	12	a	II	F1.2 F1.3 F1.4 F1.5		E7		K2 K4 K8		B6

				F2.1						
224	12	b	II	F1.2 F1.3 F1.4 F1.5 F2.1		E7		K2 K4 K8		B6
224	13	a	III	F1.2 F1.3 F1.4 F1.5 F2.1 F2.2 F2.3						
224	13	b	III			E6		K2 K4 K6		
224	14	a	III	F1.2 F1.3 F1.4 F1.5 F2.1 F2.2						
224	14	b	III					K2 K4 K6		
224	15	a	II	F1.3 F1.4 F1.5 F2.1						
224	15	b	II	F1.3 F1.4 F1.5 F2.1		E7		K4 K8		
224	15	c	II	F1.5		E7		K4 K6		
225	komplexe	1 a	II	F1.1 F1.2		E1 E4		K2 K4		
225	komplexe	1 b	II	F1.3 F1.4		E5 E6		K5 K6		
225	komplexe	1 c	III	F1.5 F2.1		E7		K8 K9		
225	komplexe	2 a	III	F2.2 F3.1						
225	komplexe	2 b	III	F3.2 F3.4 F4.1						

Startpunkt

Aufgaben

1 Einige Beispiele für Salze: Kaliumiodid, Natriumsulfat, Kaliumchlorid, Calciumphosphat, Natriumcitrat.

2 Säuren in Lebensmitteln: Phosphorsäure in Cola, Citronensäure in Cola light, Brathering in Essig(säure), Gurken in Essig, Weinsäure in Backpulver.
Säuren in Reinigern: Citronensäure, Essigsäure, Ameisensäure in Entkalkern, Natriumhydrogensulfat in festen sauren WC-Reinigern.

3 Lauge: Das altgermanischen Wort für „Wasch-, Badewasser“ (mhd. louge, ahd. louga, niederl. loog, engl. lyse, aisl. laug) gehört zu der indogermanischen Wurzel „lou“ waschen, baden. Das abgeleitete Verb laugen ist häufig noch im Zusammenhang mit auslaugen (auswaschen, herauslösen) gebräuchlich.

4 Saure und alkalische Lösungen lassen sich leicht mithilfe von (Universal-) Indikatorlösung unterscheiden.

Werkstatt: Alles sauer, oder?

Versuche

1 **WC-Reiniger und Rohrreiniger**
WC-Reiniger sind in den meisten Fällen sauer, da sie Kalkrückstände des Wassers oder Ablagerungen aus dem Urin (Harnstein) entfernen sollen. Neben anderen Inhaltsstoffen enthalten sie meistens Citronensäure. Früher nahm man Salzsäure zur Entfernung solcher Ablagerungen.
Rohrreiniger enthalten als wichtigsten Inhaltsstoff Natriumhydroxid („feste Natronlauge"), das mit Wasser eine stark alkalische Lösung bildet. Natronlauge zersetzt und löst organische Materialien wie Haare, Papier, Bakterienansammlungen und auch menschliche Ausscheidungen. Natriumhydroxid ist hygroskopisch, die Citronensäure nicht. Der Rohrreiniger wird daher nach einiger Zeit feucht. (Auf Rohrreinigern steht deshalb zusätzlich der Hinweis, die Packung verschlossen zu halten, was eigentlich auch so selbstverständlich sein sollte.)

2 **Welche Stoffe beseitigen Kalk?**
Versuchsergebnis: Im Becherglas mit Rohrreiniger und Marmorstücken findet keine Reaktion statt. In allen anderen Gefäßen ist an der Gasbildung (CO_2) eine chemische Reaktion zu erkennen. Um ein gutes Versuchsergebnis zu erzielen sollten die Marmorstücke nicht zu groß gewählt werden.

3 **Haushaltsstoffe – sauer oder nicht sauer?**
Da die Schüler bisher nur die Qualität „sauer" kennen, sollen hier im Versuch verschiedene Stoffe aus dem Haushalt auf die Eigenschaft „sauer" untersucht werden. In der Tabelle wird entsprechend nur zwischen „sauer" und „nicht sauer" unterschieden. Die Tabelle ist nicht abschließend gedacht, d.h., sie kann beliebig erweitert werden.
Es muss nur darauf geachtet werden, dass es sich um wässrige Lösungen handelt. Kommt ein Schüler auf den Gedanken Speiseöl zu testen, muss er darauf hingewiesen werden, dass nach „unserer Definition" eine Säure sich in Wasser löst und eine saure Lösung bildet. Eine saure Salatsauce ist sauer, weil Essig eine Lösung von Essigsäure in Wasser ist.
Versuchsergebnis: Entkalker, Essigessenz, Weißwein, Mineralwasser sind sauer.

Aufgabe

2 **Welche Stoffe beseitigen Kalk?**
Alle Stoffe, die saure Lösungen bilden, sind geeignet, Kalkablagerungen zu „lösen". Beispielsweise enthalten Entkalker für Kaffeemaschinen Citronensäure oder andere Säuren.

Was ist eine Säure?

Versuch

1 a) Um die wichtige Unterscheidung von Säure und saurer Lösung zu erfassen, ist die im Alltag bekannte Citronensäure für Schüler ein sicherer und einfacher Einstieg. Wenig Citronensäure auf einem Uhrglas reicht für alle Schülerversuche dieser Seite. Das Indikatorpapier muss trocken sein.
Versuchsergebnis: Das Indikatorpapier zeigt keine Verfärbung an.

b) Da Citronensäure sich sehr gut in Wasser löst, genügen bereits kleine Mengen.
Versuchsergebnis: In Citronensäurelösung färbt sich Indikatorpapier rot.

Aufgaben

1 Zitronensaft ist eine saure Lösung. Wird der Reinstoff Citronensäure in Wasser gelöst, erhält man eine Citronensäurelösung (Zitronensaft).

2 Essig ist eine saure Lösung. Durch Lösen von Essigsäure in Wasser erhält man eine Essigsäurelösung. Der Massenanteil von Essigsäure im Essig liegt meist zwischen 5 % und 6 %.

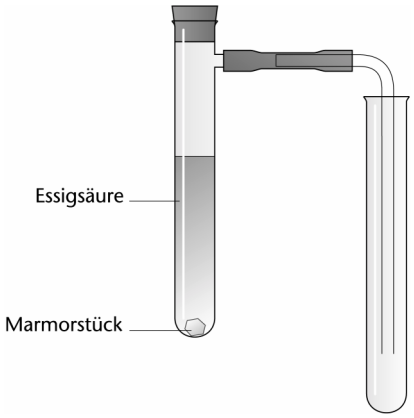
Werkstatt: Eigenschaften saurer Lösungen

Aufgaben

1 **Saure Lösungen und Metalle**
Mit dem Magnesiumband und dem Eisennagel entwickeln die sauren Lösungen Gasblasen. Die Gasbildung ist mit Magnesium am heftigsten. Bei den sauren Lösungen hängt die Heftigkeit der Gasbildung von der Konzentration der Lösungen ab. Bei gleicher Konzentration (sehr geeignet ist die Konzentration 0,5 mol/l) ist die Reaktion mit Salzsäure am heftigsten, dann die Reaktion mit der Citronensäurelösung, danach die mit der Essigsäure. Mit dem Kupferblech reagieren die sauren Lösungen nicht. Das Gas, das sich bei den Reaktionen der sauren Lösungen mit den unedlen Metallen bildet, ist Wasserstoff. Die Knallgasprobe verläuft positiv.

2 **Elektrische Leitfähigkeit**
Die Citronensäureschmelze leitet den elektrischen Strom nicht. Eine Citronensäurelösung, eine Essigsäurelösung und Salzsäure leiten den elektrischen Strom. Die Lösungen von Säuren enthalten Ionen, die den elektrischen Strom leiten. Die Citronensäureschmelze weist Moleküle auf, die nicht den elektrischen Strom leiten. Hinweis: Für die Untersuchung der elektrischen Leitfähigkeit einer Citronensäureschmelze darf nicht das häufig in Schulen vorhandene Citronensäure-Monohydrat eingesetzt werden, es ist (trockene) Citronensäure zu verwenden.

3 **Saures auf Marmor**



Zu dem Marmorstück wird Essigsäure gegeben. Anschließend wird das Reagenzglas sofort verschlossen, sodass das gebildete Gas in das Reagenzglas ohne Ansatz geleitet wird. Handelt es sich um Sauerstoff, flammt ein glimmender Holzspan auf. Liegt Stickstoff vor, so erlischt ein brennender Holzspan. Beim Vorliegen von Wasserstoff verläuft die Knallgasprobe positiv. Kohlenstoffdioxid muss durch Kalkwasser geleitet werden. Eine weiße Trübung oder gar ein Ausfall eines weißen Feststoffs ist ein Nachweis für Kohlenstoffdioxid.

Saure Lösungen haben Gemeinsamkeiten

Aufgaben

1 Saure Lösungen weisen folgende Gemeinsamkeiten auf:
– sie färben Universalindikator rot,
– sie reagieren mit unedlen Metallen unter Bildung von Wasserstoff,
– sie „zersetzen“ Marmor.

2 Eine Schmelze von Kochsalz enthält frei bewegliche Ionen, die den elektrischen Strom leiten. Eine Citronensäureschmelze besteht aus Citronensäuremolekülen, die nicht den elektrischen Strom leiten.

3 Die meisten Konservendosen bestehen aus verzinntem Feinblech (Weißblechdosen). Dazu wird dünnes Stahlblech elektrolytisch mit Zinn beschichtet. Die Zinnschicht wird noch aufgeschmolzen, sodass die Oberfläche glatt wird. Diese geglättete Oberfläche weist auch den hellen Glanz auf. Die Innenflächen werden noch lackiert oder mit einem Kautschuküberzug versehen. Die Dosen werden auch von sauren Lebensmitteln nicht angegriffen.

Salzsäure – eine bekannte Säure

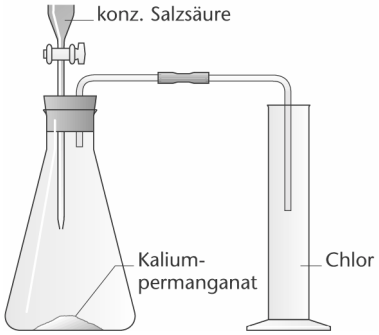
Versuche

1 a) Da bei dem Versuch eine große Menge Chlorwasserstoffgas entsteht, kann man Versuch a) und Versuch b) direkt nacheinander durchführen. Die Schwefelsäure wird tropfenweise zugegeben. Man muss unbedingt unter dem Abzug arbeiten. Erfahrungsgemäß läuft die Reaktion viel leichter ab, wenn das Salz vorher ein wenig angefeuchtet wurde. Zwischen Trichter und Wasser sollte nur wenig Raum sein.
Versuchsergebnis: Das entstandene Salzsäuregas färbt die Universalindikatorlösung im Becherglas rot.

b) Zur Vorbereitung des Versuches b) im Anschluss an den ersten Teil a) legt man einen trockenen 500-ml-Kolben, einen passenden durchbohrten Gummistopfen mit einer kurzen Glasspitze und ein langes Glasrohr neben den Versuchsaufbau a).
Die Glasspitze sollte nach dem Verschließen des Kolbens nur wenig in den Kolbenhals ragen. Es ist nicht unbedingt notwendig, dass ein Hahn wie auf dem Foto im Rohr ist. Der Versuch läuft meistens leichter ab, wenn anstelle des Hahnes nur ein kurzes Rohr hervorsteht. Zum Füllen des Kolbens entfernt man den Trichter aus Versuch a) und steckt an dessen Stelle das Glasrohr in den Gummischlauch. Durch dieses Rohr leitet man bis auf den Boden des stehenden 500-ml-Kolbens (Öffnung beim Füllen oben!) das entstehende Chlorwasserstoffgas. Wenn die Gasentwicklung heftig ist, reichen wenige Augenblicke zum Füllen. Spätestens wenn das überquellende Gas mit der vorhandenen Luftfeuchtigkeit Nebel bildet, verschließt man den Kolben durch den Stopfen mit der Glasspitze. Wenn der Kolben so „verschlossen“ ist, hat man viel Zeit bis zur Ausführung des eigentlichen Versuches, da kaum Feuchtigkeit in den Kolben eindringt.
Zur Durchführung des Versuches hält man den Kolben mit dem kurzen Glasrohr in das Wasser mit Indikator. Sobald der erste Wassertropfen die Spitze des Glasrohres erreicht hat, schießt das Wasser in den Kolben.
Versuchsergebnis: Das mit Universalindikator versetzte Wasser aus dem Wasserbecken schießt springbrunnenartig in den Kolben und färbt sich dabei rot.

2 Da Chlor ein giftiges Gas ist, muss man im Abzug arbeiten. Durch vorsichtiges Experimentieren kommt man mit sehr kleinen Mengen aus. Die Menge der Gase und die Bildungsgeschwindigkeit kann durch die Spannung der Stromquelle geregelt werden. Wenn die HCl-Lösung sehr stark verdünnt ist, löst sich zunächst Chlorgas in der wässrigen Lösung, bevor es sich im Standzylinder sammelt. Man elektrolysiert so lange, bis das Chlorgas im Standzylinder sichtbar ist. In jedem Fall hat man dann auch genügend Wasserstoff.
Zur gefahrlosen Reinigung der benutzten Gefäße legt man diese über Nacht in ein Wasserbecken unter dem Abzug.
Versuchsergebnis: An der Kathode entsteht Wasserstoff (Knallgasprobe), an der Anode Chlor (positive Bleichprobe, grünliches Gas).

3 Die Synthese von Chlorwasserstoff aus den Elementen und die anschließende Elektrolyse der wässrigen Lösung des Gases schließt die Beweiskette für die Zusammensetzung von Salzsäure. Das notwendige Chlor stellt man durch Eintropfen von konz. Salzsäure auf Kaliumpermanganat ($KMnO_4$) her.



Versuchsergebnis: Die Wasserstoffflamme leuchtet in der Chloratmosphäre hell auf. Gleichzeitig bildet sich an der Standzylinderöffnung weißer Nebel (Reaktion des gebildeten HCl-Gases mit der Luftfeuchtigkeit). Die Lösung in Wasser ergibt mit Universalindikator eine Rotfärbung. Die anschließende Elektrolyse des entstandenen Gases ergibt dieselben Ergebnisse wie in Versuch 2.

4 Dieser scheinbar belanglose Versuch ist für die Beweisführung der Zusammensetzung der Salzsäure wichtig. Da keine Verfärbung des Universalindikators bei Kochsalzlösung eintritt, können nur die Wasserstoffionen für die Rotfärbung verantwortlich sein.
Versuchsergebnis: Eine Kochsalzlösung zeigt beim Test mit Universalindikator keine Rotfärbung.

Zusatzinformation

Zu Versuch 1b)
In dem ersten Wassertropfen löst sich eine große Menge HCl-Gas, es entsteht ein großer Unterdruck im Kolben. Grundsätzlich besteht Implosionsgefahr! Der Kolben muss entsprechend dickwandig sein. Der Gummistopfen muss sehr gut passen, sodass er nicht in den Kolben rutscht.

Chloride – Salze der Salzsäure

Versuche

1 Der Versuch ist wegen des direkt ausfallenden Salzes sehr eindrucksvoll. Er ist einfach durchzuführen, trotzdem sind einige wichtige Bedingungen unbedingt einzuhalten. Das Glas darf nur zu etwa 1/3 mit konz. Salzsäure gefüllt werden. Es darf nur sorgfältig entrindetes Natrium eingesetzt werden. Bei der Reaktion entsteht Wasserstoff, das Natrium schmilzt durch die Reaktionswärme und die verhältnismäßig niedrige Schmelztemperatur des Natriums und bewegt sich auf der Oberfläche. Falls es an der Glaswand haften bleibt, kann es zur Funkenbildung kommen. Aus diesem Grund ist es unbedingt zu vermeiden, das Gefäß wegen der Spritzgefahr abzudecken. Das Knallgasgemisch unter einer Abdeckung könnte sich sonst entzünden. Bei genügendem Abstand hinter einer Sicherheitsscheibe und offenem Kelch läuft der Versuch problemlos ab. Anfallende Spritzer lassen sich leicht mit Wasser entfernen.
Versuchsergebnis: Natrium und Salzsäure reagieren in einer stark exothermen Reaktion zu Kochsalz, das vergleichbar einem Funkenregen zu Boden rieselt.

2 a) Versuchsergebnis: Die Reaktion (Gasbildung, Verschwinden des Magnesiumbandes) ist zu sehen. Nach dem Eindampfen bleibt ein weißer Belag zurück ($MgCl_2$).

b) Versuchsergebnis: Es sind keinerlei Zeichen einer Reaktion zu sehen. Nach dem Eindampfen bleibt kein Rückstand.

3 a) Versuchsergebnis: Nach dem Eindampfen bleibt ein weißes Pulver (Magnesiumchlorid) zurück.

b) Versuchsergebnis: Nach dem Eindampfen bleibt ein grüner Feststoff (Kupferchlorid) zurück (vgl. B 7).

4 Versuchsergebnis: Es bildet sich ein weißer Niederschlag (vgl. B 8).
Der Nachweis für Chloridionen mit Silbernitrat ist sehr empfindlich. Es lohnt sich, eine Wasserprobe aus dem Freibad oder Hallenbad mitzubringen und mit frischem Leitungswasser und destilliertem Wasser zu vergleichen.

Zusatzinformation

Zu Versuch 1
Falls man das gebildete Salz genauer untersuchen will, kann man das feste Salz über einen Filter grob von der Salzsäure trennen. Das Salz löst man in Wasser und dampft unter dem Abzug ein. Dabei entweicht die restliche Salzsäure. Nach nochmaligem Auflösen des Salzes und langsamem Auskristallisieren durch Verdunstung erhält man die würfelförmigen Salzkristalle.
Versuchsergebnis: Es bildet sich ein weißer Feststoff, der nach Eindampfen als Natriumchlorid identifiziert werden kann (Kristallbildung).

Aufgaben

1 a) $Ca + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2$

b) $CaO + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$

2 Eisen(III)-chlorid kann aus Eisen (Fe) und Salzsäure oder aus Eisenoxid (Fe_2O_3) und Salzsäure hergestellt werden.

Schwefelsäure

Versuche

1 Versuchsergebnis: Es ist eine Massenzunahme festzustellen, da Schwefelsäure stark hygroskopisch ist.
Mit modernen digitalen Waagen kann man die Massenzunahme ständig beobachten. Ideal ist es, wenn man das Display projizieren kann.

2 Bei diesem Versuch ist es wichtig, innerhalb der Versuchsreihe die gleichen Bedingungen einzuhalten:
immer mit den gleichen Elektroden arbeiten (gleiche Flächengröße), immer die gleiche Spannung anlegen, immer bei gleichem Abstand der Elektroden messen.
Unter diesen Bedingungen wird man eine Kurve erhalten, die der Abbildung im Buch (B 3) ähnlich ist. Die absoluten Werte sind unbedeutend, wichtig ist es, dass bei zunehmender Verdünnung zunächst ein Anstieg und dann ein Abfall des Stromflusses festgestellt wird.
Versuchsergebnis: Wenn die genannten Bedingungen eingehalten werden, ist die Stromstärke von der Anzahl der frei beweglichen Ionen abhängig: Hohe Stromstärke bedeutet viele Ionen (hohe Ionenkonzentration), niedrige Stromstärker wenige Ionen (kleine Ionenkonzentration).

Zusatzinformation

Zusatzversuche zur zerstörenden Wirkung von Schwefelsäure
Achtung! Bei diesen Lehrerversuchen wird mit konzentrierter Schwefelsäure gearbeitet. Diese kann schwere Verätzungen der Haut, Augen und Atemwege verursachen. Deshalb unter dem Abzug arbeiten, Schutzhandschuhe, Schutzbrille und Schutzkleidung tragen!
Versuch 1:
Ein Holzspan, ein Stück Filterpapier und ein Stück Baumwollgewebe werden in eine Porzellanschale mit konz. Schwefelsäure getaucht.
Beobachtung
Alle Materialen werden erst schwarz und dann zerstört.
Versuch 2:
Man rührt in einem Becherglas (hohe Form) einen Brei aus Zucker und Wasser an (ca. 2 cm hoch). Dann gibt man die gleiche Menge konzentrierter Schwefelsäure dazu. Der Versuch muss unter dem Abzug durchgeführt werden.
Beobachtung
Zucker verkohlt. Es findet eine erhebliche Volumenvergrößerung statt (vgl. Foto).

Gips, ein Salz der Schwefelsäure

Versuche

1 Das Anrühren von Gips erfordert etwas Erfahrung. Aus diesem Grunde ist es wichtig, zunächst in kleinen Mengen zu arbeiten.
Das Anrühren kann in einem leeren Jogurtbecher o. ä. Gefäßen mit einem Spatel oder Löffel erfolgen. Der Schüler sollte eine Vorstellung von der Konsistenz des „Gipsbreies“ erhalten. Es muss darauf geachtet werden, dass der Gips gleichmäßig verteilt ist, also keine pulverigen Blasen im Brei vorkommen. Da der Brei innerhalb von Minuten aushärtet, muss zügig gearbeitet werden. Die Qualität des Abdruckes hängt auch von der Qualität des Gipses ab. „Modellgips“ erzeugt die genauesten Abdrücke. Auf das Einstreichen mit Öl kann bei Münzen je nach der Beschaffenheit der Oberfläche manchmal verzichtet werden. Wenn man den Abdruck einer Hand, von Holzgegenständen o. ä. vornimmt, muss mit Öl gearbeitet werden, damit die Haftung vermindert wird.

2 Der Nachweis von Sulfationen mit Bariumchloridlösung ist sehr empfindlich.
Versuchsergebnis: Ein weißer Niederschlag ($BaSO_4$) ist festzustellen (vgl. B 5).

Kohlensäure

Versuche

1 Da hier keine starken Farbumschläge zu erwarten sind, ist es geschickt, mit Vergleichslösungen zu arbeiten.
Versuchsergebnis: Wasser bildet mit Kohlenstoffdioxid eine schwach saure Lösung.

2 Auch bei diesem Versuch ist es ratsam, mit Vergleichslösungen zu arbeiten.
Versuchsergebnis: Das Mineralwasser ist vor dem Erhitzen leicht sauer, das mit destilliertem Wasser neutral. (Meist ist aber auch destilliertes Wasser wegen des gelösten Kohlenstoffdioxids schwach sauer, pH≈ 5,8; neutrales Wasser kann man sich häufig durch Mischen von Leitungswasser und destilliertem Wasser zubereiten.)
Beim Erhitzen wird Kohlenstoffdioxid aus dem Mineralwasser ausgetrieben und im destillierten Wasser gelöst. Es ist nun im linken Reagenzglas ein Farbumschlag nach einem schwachen Grün und im rechten Reagenzglas ein Farbumschlag nach einem schwachen Rot zu beobachten.

Salze der Kohlensäure

Versuch

1 Der Versuch kann mit einer Gaswaschflasche oder einfach im Reagenzglas ausgeführt werden, indem man aus der Kohlenstoffdioxid-Gasflasche über Schlauch und Glasspitze das Gas einleitet.
Versuchsergebnis: Es fällt zunächst weißes Calciumcarbonat $CaCO_3$ aus (Trübung). Nach einigen Minuten weiteren Einleitens löst sich die Trübung wieder auf, weil sich lösliches Calciumhydrogencarbonat $Ca(HCO_3)_2$ bildet. Die Lösung wird klar.

Werkstatt: Wir untersuchen Salze der Kohlensäure

Versuche

1 Die verwendeten Marmorstücke sollten so weit zerkleinert sein, dass durch eine große Oberfläche viel Gas entsteht. Das Glasrohr muss in das Kalkwasser eintauchen.
Versuchsergebnis: Marmor ($CaCO_3$) reagiert mit der sauren Lösung. Es entsteht Kohlenstoffdioxid, das Kalkwasser trübt.

2 Die benutzten Eierschalen sollten ohne die Schalenhäute sein, da diese sich nicht auflösen. Zur Gewinnung der reinen Schalen sollten die Schüler daher beim Pellen gekochter Eier bereits auf das Entfernen der Häute achten.
Versuchsergebnis: Die Eierschalen „lösen“ sich unter leichtem Sprudeln auf.

3 Dieser Versuch kann leicht abgewandelt werden, z. B. kann er zum Aufblasen eines Luftballons genutzt werden.
Versuchsergebnis: Natron ($NaHCO_3$) reagiert mit einer Säure bzw. sauren Lösung unter starkem Aufschäumen (Kohlenstoffdioxid entweicht). Dies bewirkt, dass der Deckel der Dose abgehoben wird:

$NaHCO_3 + H^+ \rightarrow H_2O + CO_2 + Na^+$

4 Die gleiche Reaktion wie in Versuch 3 ist Grundlage für diesen Versuch. Je feiner das Gemisch zerrieben wird, desto heftiger setzt die Reaktion ein. Das Wasser muss vorher mit Spülmittel versetzt sein.
a) Versuchsergebnis: Es setzt keine Reaktion ein.
b) Versuchsergebnis: Die Weinsäure bildet mit Wasser eine saure Lösung. Gas (Kohlenstoffdioxid) steigt auf und bildet an der Oberfläche Schaumblasen.

5 Das Glasrohr muss in das Kalkwasser eintauchen. Wichtig ist, dass am Ende des Versuches der Gasbrenner erst entfernt wird, wenn das Glasrohr aus dem Kalkwasser genommen wurde, sonst kann Kalkwasser in das noch heiße Reagenzglas aufsteigen!
Versuchsergebnis: Aus Natron ($NaHCO_3$) bildet sich beim Erhitzen Kohlenstoffdioxid, das Kalkwasser trübt.

Aufgabe

1. Die Schalen von Muscheln bestehen wie Marmor aus Calciumcarbonat ($CaCO_3$).

Phosphorsäure und ihre Salze

Versuche

1 Es genügt bereits eine kleine Menge roten Phosphors, um die Reaktion zu verdeutlichen. Nach dem Versuch muss der Löffel gut durchgeglüht werden, damit keine Reste haften bleiben.
Versuchsergebnis: Phosphor verbrennt zu Phosphoroxid, das in Wasser gelöst eine saure Lösung bildet. Die Universalindikatorlösung schlägt von Grün nach Rot um.

2 Durch die Reaktion von Eisenoxid (Rost) mit Phosphorsäure bildet sich auf dem Eisen gut haftendes Eisenphosphat, das eine gute Grundlage für eine weitere Verarbeitung ist, z. B. einen Farbanstrich. Das vorsichtige Erhitzen dient der Beschleunigung der Reaktion.
Versuchsergebnis: Die mit Phosphorsäure bestrichenen Roststellen lösen sich auf.

3 a) Der hier beschriebene Weg dient zur direkten Herstellung einer Nachweislösung für Phosphate. Die zunächst auftretende Trübung ist Molybdänsäure.
Versuchsergebnis: Es entsteht eine Trübung, die sich wieder löst.

b) Wenn man unverdünnte Cola einsetzt, überdeckt die Farbe der Cola das Gelb des Molybdates. Die Colafarbe ist mit Aktivkohle meist nur unvollständig zu entfernen, die Cola muss verdünnt werden. Da der Nachweis sehr empfindlich ist, gelingt er noch gut mit stark verdünnter Cola.
Versuchsergebnis: Cola ergibt mit Ammoniummolybdatlösung einen gelben Niederschlag.

Salpetersäure und ihre Salze

Zusatzinformation

Schülerversuch zur Untersuchung des Nitratgehaltes im Kopfsalat
Material
Waage, Messzylinder, Reibschale mit Pistill, Messer, Trichter, Filterpapier, Becherglas, dest. Wasser, Nitrat-Teststäbchen (0-500 ppm), Bio-Kopfsalat und anderer Kopfsalat
Durchführung
Wiege 10 g der äußeren Blätter des Bio-Kopfsalates ab. Gib eine Probe mit 40 ml Wasser in die Reibschale und zerreibe die Probe gut. Filtriere das Gemisch in ein Becherglas und bestimme den Nitratgehalt (Ergebnis mit 5 multiplizieren). Reinige alle Materialien gut. Wiederhole mit dem anderen Kopfsalat und vergleiche die Nitratwerte.
Den Versuch kann man auch variieren, indem unterschiedliches Gemüse getestet wird. Wenn man unterschiedliche Teile der Gemüsesorten (Blätter innen, Blätter außen, Mittelrippe) untersucht, ergeben sich unterschiedliche Werte.

Brennpunkt: Waldschäden

Aufgaben

In den Jahren 1992 bis 1997 wurden Verbesserungen in Bezug auf Waldschäden gemeldet. Dieses hatte sich vermutlich durch günstige klimatische Verhältnisse ergeben. Es bleibt abzuwarten, wie sich die Waldschäden entwickeln werden.
Das Internet bietet eine Fülle von Informationen.

1 An den Nadelbäumen zeigte sich das Phänomen des Waldsterbens zuerst. In den letzten Jahren konnten jedoch mehr Schäden an Laubbäumen festgestellt werden.

Anteil deutlicher Schäden (Schadstufe 2-4)					
	Gesamt	**Fichte**	**Kiefer**	**Buche**	**Eiche**
1984	23	30	23	13	9
1985	24	33	17	14	20
1986	23	30	15	17	24
1987	21	24	12	25	21
1988	18	19	11	19	21
1989	19	21	14	17	25
1990	23	23	21	27	25
1991	30	29	33	26	35
1992	29	30	23	38	33
1993	24	26	16	32	42
1994	26	29	19	27	44
1995	23	24	14	36	39
1996	22	22	13	30	47
1997	22	23	13	30	47
1998	21	26	10	29	37
1999	22	25	13	32	44
2000	23	25	13	40	35
2001	22	26	14	32	33
2002	21	26	13	32	29
2004	31	35	17	55	45

Angaben in %, aus: Waldzustandbericht der Bundesregierung

Angaben des Waldzustandsberichts 2004:

Schadstoffstufe 0: 28 %

Schadstoffstufe 1: 41 %

Schadstoffstufe 2-4: 31 %

Schadstoffstufe 2-4 deutliche Schäden

Fichte: Deutliche Schäden bei 35 %

Kiefer: Deutliche Schäden bei 17 %

Eiche: Deutliche Schäden bei 45 %

Buche: Deutliche Schäden bei 55 %

2 Die Luftschadstoffe Schwefeldioxid und Stickstoffoxide, die Waldschäden verursachen, werden mit dem Wind verteilt. In den kälteren Regionen der Kammlagen regnet es häufiger und so werden die schädigenden Stoffe hier häufiger mit dem Regen in den Boden gebracht.

3 Wichtig ist es, die Schadstoffe am Ort der Entstehung zu beseitigen bzw. gar nicht entstehen zu lassen:
– den Verbrauch an Energie vermindern,
– bessere Katalysatoren verwenden,
– die Abluft der Industrieanlagen mit Katalysatoren versehen,
– alternative Energiequellen nutzen usw.

Nach Übersäuerung der Böden kann der pH-Wert durch Eintragen von Kalk gesenkt werden. Diese Neutralisation ist jedoch nur begrenzt anwendbar.

Impulse: Sauer, alkalisch und salzig

Aufgaben

Arbeiten mit Gips

- –

- Der Gipsbrei wird innerhalb von 5 bis 15 Minuten hart. Der Becher wird sehr warm. Das Abbinden ist eine exotherme chemische Reaktion. Die Zeit des Abbindens hängt davon ab, in welchem Volumenverhältnis Gips und Wasser miteinander vermischt werden. Gibt man mehr Wasser zu, verlängert sich die Abbindezeit.

- –

- Eine Theatermaske lässt sich am besten mit Gipsbinden anfertigen. Dazu schneidet man die Gipsbinde in kleinere Stücke. Die größten Stücke sollen etwa eine Fläche von 4 cm x 4 cm, die kleinsten ca. 1 cm x 1 cm besitzen. Die größeren Teile dienen zum Modellieren der Stirn und Wangen, während die kleineren Teile für die Nase und Augenpartien benötigt werden. Das Gesicht des Modells wird dick mit Vaseline eingerieben. Um die Augen wird zusätzlich ein wenig Kunststofffolie gelegt. Hals und Kleidung werden mit einem Handtuch abgedeckt. Anschließend beginnt man mit kleinen Gipsstreifen auf dem Nasenrücken. Dazu legt man das vorgesehene Stück Gipsverband kurz in warmes Wasser, drückt es aus und zieht es wieder glatt. Dann legt man den Gipsstreifen über den Nasenrücken und drückt ihn, der Oberfläche der Haut folgend, ohne Falten an. Danach werden weitere feuchte Gipsstreifen mindestens 0,5 cm überlappend aufgelegt. Man fährt fort, bis die Maske an jeder Stelle mindestens aus 3 Schichten besteht. Die einzelnen Schichten der Maske werden durch modellierendes Bestreichen mit nassen Händen gut miteinander verbunden.

Sauer macht nicht immer lustig!

- Wenn Magensäure in die Speiseröhre gelangt, wird die empfindliche Schleimhaut der Speiseröhre gereizt, ein Brennen (Sodbrennen) wird spürbar.

- Antazida neutralisieren einen Teil der Magensäure (Salzsäure). Es kommen dazu verschiedene Verbindungen zum Einsatz: Natriumhydrogencarbonat (Natron), Calciumcarbonat, Magnesiumcarbonat, Aluminiumoxid, Magnesiumhydroxid, Aluminium-Magnesium-Hydroxid-Carbonat-Hydrat.

Säure und Natron?

- Gibt man Essig zu der Lösung von Natron in Wasser ist ein heftiges Sprudeln zu beobachten.

- Lässt man eine Süßstofftablette in ein Glas mit Wasser fallen, bilden sich Gasbläschen an der Tablette, die kontinuierlich aufsteigen. Sammeln sich Gasbläschen unter der Tablette und wird diese kleiner, so schwimmt die Tablette auf.

- Durch die aufsteigenden Gasblasen und die Bewegung der Süßstofftablette wird der Süßstoff im Kaffee verteilt.

Isotonische Getränke für Sportler?

- Der durchschnittliche Wasserverlust über den Schweiß beträgt bei:
  mäßiger Belastung
  (kein sichtbarer Schweiß) 0,5 l/h,
  intensiver Belastung
  (deutlich sichtbarer Schweiß) 1,0 l/h,
  extremer Belastung
  (fließender Schweiß - Wettkampf) 1,5 l/h.
  Außer über den Schweiß geht Wasser auch über den Atem verloren. Die Mengen sind aber (außer bei extremer Kälte) von geringer Bedeutung.

- Isotonische Getränke weisen eine unterschiedliche Zusammensetzung auf, sie enthalten in der Regel Kohlenhydrate, meist in Form von Glucose, Spurenelemente wie Kupfer-, Zink- und Eisenionen und vor allem Natriumionen. Sie können auch Vitamine (C, E, B6) und Aminosäuren (L-Glutamin, L-Leucin, L-Valin, L-Isoleucin) enthalten.

- Cola und Bier enthalten verhältnismäßig viel Kohlensäure und auch Kohlenhydrate (mit Ausnahme von Cola light).

- Die elektrische Leitfähigkeit eines isotonischen Getränkes lässt sich wie die Leitfähigkeit einer Salzlösung überprüfen.

- Eine ausführliche Beschreibung zum Nachweis von Natrium bzw. Natriumverbindungen findet sich in der Werkstatt „Die Flammenfärbung bringt es an den Tag“.

Chemie zu Hause

- Verkalkungen lassen sich mit sauren Reinigern beseitigen; Verstopfungen können mechanisch oder mit Rohrreiniger aufgehoben werden. Wenn es sich um wasserlösliche Farben handelt, können Farbflecken mit Wasser ausgewaschen werden. Nicht in Wasser lösliche Farben können z. B. mit Reinigungsbenzin entfernt werden. Auch durch das Waschen mit Waschmitteln werden Farbflecken entfernt, d.h. gebleicht bzw. oxidiert.

Was ist drin?

- Stiftsquelle (Stille Quelle)

Kationen (in mg/l)	Anionen (in mg/l)
Natrium (Na^+): 12,3	Chlorid (Cl^-): 60,0
Kalium (K^+): 11,5	Sulfat (SO_4^{2-}): 359,0
Magnesium (Mg^{2+}): 34,5	Hydrogencarbonat (HCO_3^-): 356,0
Calcium (Ca^{2+}): 235,0	

- Irisquelle

Kationen (in mg/l)	Anionen (in mg/l)
Natrium (Na^+): 25,0	Chlorid (Cl^-): 58,0
Kalium (K^+): 3,0	Sulfat (SO_4^{2-}): 975,0
Magnesium (Mg^{2+}): 91,0	Hydrogencarbonat (HCO_3^-): 228,0
Calcium (Ca^{2+}): 343,0	

- Hassia Sprudel

Kationen (in mg/l)	Anionen (in mg/l)
Natrium (Na^+): 228	Chlorid (Cl^-): 121,0
Kalium (K^+): 26,7	Sulfat (SO_4^{2-}): 42,0
Magnesium (Mg^{2+}): 36,1	Hydrogencarbonat (HCO_3^-): 1144,0
Calcium (Ca^{2+}): 186,0	

  In fast allen natürlichen Mineralwässern sind Natrium-, Kalium-, Magnesium-, Calcium-Kationen und Chlorid-, Sulfat- und Hydrogencarbonat-Anionen. Die Konzentrationen der aufgezählten Ionen unterscheiden sich sehr stark von Mineralwasser zu Mineralwasser. Seltener vertreten sind Fluorid- und Iodid-Anionen und Radium-Kationen.

- Mit „natriumarm“ darf ein Mineralwasser bezeichnet werden, das den Grenzwert von 20 mg/l Natriumionen nicht überschreitet.

- Es gibt kein allgemeines Kriterium zur Bewertung von Mineralwässern. Die wichtigsten Mineralstoffe, die dem Körper durch Mineralwasser zugeführt werden können, sind: Calcium-, Magnesium-, Fluorid-Ionen. Mineralwasser sollte sehr wenig Nitrat- und keine Nitrit-Ionen enthalten. Über den Sinn von Natriumionen in Mineralwässern lässt sich diskutieren. In den Mengen, in denen die Natriumionen in den meisten Mineralwässern enthalten sind, ist es eine Geschmackskomponente, aber es spielt keine wesentliche Rolle bei der Gesamtzufuhr. Die „Dosis macht´s“ zeigt sich auch am Fluoridgehalt. 1-2 mg Fluorid am Tag gelten als sinnvoll, aber schon bei 5 mg am Tag setzen unerwünschte Nebenwirkungen ein. Daher muss bei sehr fluoridreichen Wässern ein Warnhinweis ab 5 mg/l und ein Hinweis ab 1,5 mg/l angebracht werden. Die meisten Mineralwässer liegen aber darunter und ergänzen durch ihren Fluoridgehalt die Nahrung sinnvoll.

Hinweise
Als Mineralwasser werden im allgemeinen Sprachgebrauch natürliches Mineralwasser und häufig auch andere zum Verzehr geeignete Wasserprodukte bezeichnet. Die offiziellen Produktbezeichnungen in Deutschland lauten:

Natürliches Mineralwasser muss aus unterirdischen Quellen stammen und von ursprünglicher Reinheit sein. Natürliches Mineralwasser aus Deutschland muss mindestens 1 g gelöste Mineralstoffe im Liter Wasser enthalten. Es wird an der Quelle abgefüllt und muss amtlich anerkannt sein. Bei ausländischem Mineralwasser gilt die Untergrenze von 1 g gelöste Mineralstoffe in 1 l Mineralwasser nicht. Es reicht, wenn dieses in dem EU-Herkunftsland anerkannt ist.

Quellwasser ist vereinfacht ausgedrückt Mineralwasser, das nicht auf den Mindestgehalt von 1 g/l Mineralstoffe kommt, z. B. weil es aus einem Gebirge mit Granitgestein stammt. Dies trifft z. B. für eine Reihe von ausländischen Mineralwässern zu. Nach der Novellierung der Mineralwasserverordnung dürfte es in Deutschland kaum noch Quellwasser gaben, da fast alles als Mineralwasser verkauft werden kann.

Tafelwasser ist mit Kohlensäure versetztes Trinkwasser. Es gibt keine Anforderungen an den Mineralstoffgehalt oder die Behandlungsmethoden. Es dürfen Mineralien zugesetzt werden.

Heilwässer sind Wässer mit einer belegten heilenden, lindernden oder vorbeugenden Wirkung. Bei höherem Mineralstoffgehalt ist dies einfach nachzuweisen, da höhere Mineralstoffmengen Einfluss auf die Verdauung haben. Daneben gibt es noch eine kleine Gruppe von Wässern mit besonderer Zusammensetzung wie z. B. hohem Iodidgehalt. Es ist durchaus üblich, dass ein und dasselbe Wasser einmal als Heilwasser und einmal als Mineralwasser (dann zumeist mit Kohlensäure versetzt) verkauft wird.

Die Verordnung über natürliches Mineralwasser, Quellwasser und Tafelwasser (Mineral- und Tafelwasser-Verordnung vom 14.12.2000) regelt die Anforderungen an diese Wässer im LMBG. Die Anforderungen an Heilwässer sind im Arzneimittelrecht festgelegt, da Heilwässer den Arzneimitteln zugeordnet werden.

Beispiel für ein Heilwasser

Adelholzener-St.Primus-Heilquelle
Analysenauszug

Kationen (in mg/l)	Anionen (in mg/l)
Natrium (Na^+): 3,7	Chlorid (Cl^-): 2,8
Kalium (K^+): 0,6	Sulfat (SO_4^{2-}): 8,0
Magnesium (Mg^{2+}): 29,0	Hydrogencarbonat (HCO_3^-): 412,0
Calcium (Ca^{2+}): 88,0	Fluorid (F^-): 0,07
Strontium (Sr^{2+}): 0,14	Nitrat (NO_3^-): 3,4
Barium (Ba^{2+}): 0,056	

Undissoziierte Stoffe in mg/l	Gasförmige Stoffe in mg/l
Metakieselsäure: 10,2	Kohlenstoffdioxid: 2160
Metaborsäure: 0,23	

- Atommodell nach Joseph Thomson (1856 – 1940): Nach seiner Vorstellung besaßen die Atome eine positive Ladungswolke, in der zahlreiche Elektronen eingebettet waren. Thomson ging bei seinem Modell davon aus, dass mehrere Tausend Atome vorhanden sein können.

Impulse „Sauer, alkalisch und salzig“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
248	Sauer mach nicht immer lustig!	Wodurch wird Sodbrennen	I/II					K1 K2 K3 K4		B1 B2
248	Sauer mach nicht immer lustig!	Was sind Antazida	I					K1 K2 K3 K4		B1 B2
248	Sauer mach nicht immer lustig!	Was sollen Antazida bewir	II	F3.1, F3.3				K1 K2 K3 K4		B1 B2
248	Arbeiten mit Gips	Ermittle die vielfältigen	I					K1 K2 K6		B1
248	Arbeiten mit Gips	Wie lässt sich das Abbinden	I/II			E3 E4 E5				
248	Arbeiten mit Gips	Versuche den Dübel	I			E3 E4				
248	Arbeiten mit Gips	Forme	I			E3				
248	Arbeiten mit Gips	Erkundige dich	I					K1		B1
248	Säure und Natron	Gib einen Teelöffel Natron	I			E3				
248	Säure und Natron	Schütte dazu Essig	I			E3 E5				
248	Säure und Natron	Süßstofftablette	I			E3 E5				
248	Säure und Natron	Warum muss ein Kaffee	II			E6		K5		
249	Was ist drin?	Stelle Tabellen	I					K1 K2		
249	Was ist drin?	Welche Anionen	I			E6		K2 K7		B1
249	Was ist drin?	Was bedeutet natriumarm?	I					K1 K2		B1 B2
249	Was ist drin?	Bewerte die Qualität	III			E6		K1 K2 K3 K8 K9		B4
249	Isotonische Getränke für Sportler?	Ermittle, wie viel	I					K1 K2		B1
249	Isotonische Getränke für Sportler?	Mach dich kundig	I					K1 K2		B1
249	Isotonische Getränke für Sportler?	Das optimale isotonische	II/III							B2 B4
249	Isotonische Getränke für Sportler?	elektrischen Leitfähigleit	I/II	F1.1		E3 E4				
249	Isotonische Getränke für Sportler?	Nachweis von Natriumverbindungen	I/II	F1.1		E3 E4				
249	Chemie zu Hause	Mit welchen Geräten oder	II/III	F1.1 F2.1 F2.3 F3.1				K1 K2 K5		B1 B2 B5

Die Bildung von Laugen

Versuche

1 Versuchsergebnis: Rohrreiniger-Lösungen sind alkalisch, da der Hauptbestandteil des Rohrreinigers Natriumhydroxid ist.

2 a) Der Versuch ist nicht durchzuführen, ohne dass es durch die heftige Reaktion zum Verspritzen von Natronlauge und Wasser kommt. Das darf nicht dazu verleiten, die Glaswanne abzudecken, da sich aus dem entstehenden Wasserstoff und der Luft Knallgas bildet.
Das auf dem Wasser schwimmende Natrium schmilzt sofort durch die große Reaktionswärme und verhältnismäßig niedrige Schmelztemperatur des Natriums (98 °C). Die Bewegung der Natriumkugel wird durch die Gasentwicklung hervorgerufen (Wasserstoff, Wasserdampf). Wenn man die Bewegung dadurch vermindert, dass man vorher ein Blatt Filterpapier auf die Wasseroberfläche legt, wird die Temperatur lokal so hoch, dass sich der entstehende Wasserstoff und das Natrium entzünden. Hierbei kommt es regelmäßig am Schluss der Reaktion zu einer kleinen Explosion, die manchmal sehr verzögert auftritt. Bevor man sich dem Gefäß wieder nähert, muss man diesen Augenblick abwarten.
Versuchsergebnis: Das Natriumstück bewegt sich zischend auf der Wasseroberfläche. Die Universalindikatorlösung färbt sich blau.

b) Versuchsergebnis: Kalium reagiert viel heftiger als Natrium, es entzündet sich sofort. Lithium reagiert wesentlich weniger heftig, es kommt nicht zu Feuererscheinungen. Hier ist also ebenfalls mit größter Vorsicht zu verfahren. Wichtig ist bei beiden Versuchen, dass eine sorgfältige Entrindung der Metalle vorgenommen wird.

3 Bei diesem Versuch ist es hilfreich, das mit Wasser gefüllte Reagenzglas an einem Stativ einzuspannen. Dadurch kann man die volle Aufmerksamkeit darauf verwenden, das Natriumstückchen gezielt schnell unter Wasser zu drücken. Dieser Vorgang muss schnell gehen, damit lokal nicht zuviel Wärme entsteht. Äußerst wichtig ist es, einen Halbschalenlöffel zu verwenden (vgl. B 3). Im geschlossenen Löffel könnte sich Wasserstoff und Natrium spontan entzünden.
Versuchsergebnis: Bei der Reaktion entsteht Wasserstoff (positiver Verlauf der Knallgasprobe). Nach dem Eindampfen der wässrigen Lösung bleibt festes weißes Natriumhydroxid in der Porzellanschale zurück.

4 Versuchsergebnis: Natronlauge leitet den elektrischen Strom, da frei bewegliche Ionen in der Lösung vorliegen.

5 Dass die Erdalkalimetalle ein ähnliches Reaktionsverhalten wie die Alkalimetalle aufweisen, kann mit Calcium gezeigt werden. Calcium reagiert lange nicht so heftig wie Natrium. Es wird entsprechend auch nicht unter Petroleum oder Paraffinöl aufbewahrt, sondern nur in gut verschließenden Flaschen. Alle Versuche, die mit Natrium beschrieben sind, können problemlos auch mit Calcium durchgeführt werden.
Versuchsergebnis: Der Universalindikator färbt sich blau. Eine Lauge ist entstanden.

Zusatzinformation

Aufbewahrung und Entsorgung von Alkalimetallen
Die Natriumrinde wird üblicherweise mit Alkohol (Ethanol, Isopropanol) vernichtet.
Kalium reagiert erheblich heftiger als Natrium und deshalb mit Ethanol oder Isopropanol viel zu heftig. Man verwendet zur Vernichtung daher 2-Methyl-2-propanol (tert-Butylalkohol).
Die Bildung von Peroxoverbindungen (K_2O_2 und KO_2) ist gerade bei Kalium sehr gefährlich. Aus diesem Grunde muss es (so wie die anderen Alkalimetalle auch) in gut verschließenden Flaschen unter Paraffinöl oder Petroleum aufbewahrt werden, um Sauerstoffausschluss zu gewährleisten.
Versuche haben gezeigt, dass gebildete Peroxide bereits auf leichten Druck mit Explosion reagieren. Stark verkrustetes Kalium sollte deshalb nicht benutzt, sondern entsorgt werden.

Werkstatt: Wir stellen Laugen her

Versuche

1 **Bildet Magnesium eine Lauge?**
Die Reaktion zwischen Magnesium und Wasser läuft sehr langsam ab, sodass Schüler bei oberflächlicher Beobachtung die Reaktion übersehen. Das Anschleifen beschleunigt die Reaktion, da die Oxidschicht entfernt wird.
Versuchsergebnis: Eine leichte Gasentwicklung (Wasserstoff) ist festzustellen. Der Universalindikator färbt sich blau.

2 **Bildet Calcium eine Lauge?**
a) Calcium reagiert bereits wesentlich heftiger mit Wasser. Bei frischem Calcium, das noch wenig oxidiert ist, genügen die angegebenen zwei Körnchen. Es entsteht auch genügend Wasserstoff für den Nachweis. Die Verwendung von mehr Calcium könnte ein Überschäumen bewirken.
Versuchsergebnis: Das aufgefangene Gas kann als Wasserstoff nachgewiesen werden.

b) Versuchsergebnis: Das Filtrat zeigt eine deutlich alkalische Reaktion. Beim Eindampfen bleibt ein weißer Stoff zurück. Gegen Ende des Eindampfens beginnt der Inhalt zu spritzen. Hier sollte abgebrochen werden, es reicht, wenn der Schüler erkennt, dass das Filtrat einen weißen Feststoff enthält.

3 **Wir stellen Kalkwasser her**
Zur Herstellung von Kalkwasser ist es notwendig, überschüssiges festes Calciumhydroxid abzufiltrieren. Da die meisten Schulen nicht über teure Blaubandfilter verfügen, die den feinen Niederschlag abfiltrieren würden, ist es notwendig, mehrfach zu filtrieren oder einen doppelten Filter zu verwenden.
Versuchsergebnis: Die Lösung ist alkalisch.

4 **Wir arbeiten mit selbst hergestelltem Kalkwasser**
Dieser Versuch zeigt eindrucksvoll, dass sich die eingeatmete Luft deutlich von der ausgeatmeten Luft in ihrem Gehalt an CO_2 (eingeatmete Luft enthält ca. 0,03% CO_2, ausgeatmete Luft ca. 5 % CO_2) unterscheidet. In unserem Körper findet zur Energiegewinnung eine Oxidation des Kohlenstoffs der Nahrung statt.
Zur Sicherheit der Schüler ist es wichtig, dass unbedingt der Versuch mit dem Leitungswasser vorgeschaltet wird! Zu leicht geschieht eine Verwechslung der Anschlüsse, was beim Wasser völlig harmlos ist.
Versuchsergebnis: Das Kalkwasser, durch das die Luft beim Einatmen strömt, bleibt klar. Das Kalkwasser, durch das die ausgeatmete Luft strömt, wird bereits nach wenigen Atemzügen trübe.

Aufgaben

2 **Bildet Calcium eine Lauge?**
Der Stoff heißt Calciumhydroxid $Ca(OH)_2$.

3 **Wir stellen Kalkwasser her**
Man leitet Kohlenstoffdioxid in die Lösung. Trübt sich die Lösung, handelt es sich um Kalkwasser.

4 **Wir arbeiten mit selbst hergestelltem Kalkwasser**
1. Erklärung: Die ausgeatmete Luft trübt das Kalkwasser. Sie enthält Kohlenstoffdioxid CO_2. Da in der eingeatmeten Luft kein CO_2 nachzuweisen ist, muss das CO_2 in unserem Körper entstanden sein. In den Muskeln wird zur Gewinnung von Energie der Kohlenstoff der Nahrung mit dem eingeatmeten Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid CO_2 umgesetzt (innere Atmung). Da ständig Kohlenstoffdioxid entsteht, muss es (über die Atmung) aus dem Körper entfernt werden.

2. Beim falschen Anschluss der Flaschen wird entweder über beide Flaschen gleichzeitig ausgeatmet (und dann beim Einatmen Wasser aus beiden Flaschen angesogen) oder es wird beim Ausatmen aus beiden Flaschen Wasser verspritzt.

Ammoniak

Versuche

1 Ammoniakdämpfe wirken ätzend, daher muss unter dem Abzug gearbeitet werden. Ammoniak ist in Wasser außerordentlich gut löslich, bei Zimmertemperatur lösen sich etwa 700 Liter Gas in einem Liter Wasser. Aus diesem Grund entweicht bei geöffneter Flasche immer etwas Gas.
Versuchsergebnis: Ammoniakgas reagiert mit Chlorwasserstoff zu Ammoniumchlorid (NH_4Cl). Ein weißer Rauch wird sichtbar.

2 Die bisherigen Versuche lassen den Schüler glauben, dass immer unedle Metalle durch Reaktion mit Wasser zu Laugen und damit zur Bildung von Hydroxidionen führen. Hier wird nun gezeigt, dass Hydroxidionen auch ohne Metalle entstehen können.
Ergebnis: Die Lösung ist alkalisch.

3 Versuchsergebnis: Es riecht nach Ammoniak. Der Universalindikator färbt sich blau.
Hirschhornsalz enthält Ammoniumhydrogencarbonat NH_4HCO_3 und Ammoniumcarbonat $(NH_4)_2CO_3$. Diese Salze zersetzen sich thermisch und bilden Ammoniak, das sich durch feuchtes Indikatorpapier und auch am Geruch nachweisen lässt.

Die Neutralisation

Zusatzversuch

Zur Bestätigung der Wasserbildung kann der folgende Lehrerversuch eingesetzt werden: In einem Reaktionsrohr wird über festes Natriumhydroxid trockenes Chlorwasserstoffgas geleitet. Es entstehen Natriumchlorid und Wasser, Wärme wird frei.

Aufgaben

1 a) $K^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow KCl + H_2O$
Kalilauge + Salzsäure $\rightarrow$Kaliumchlorid + Wasser

b) $Ca^{2+} + 2\ OH^- + 2\ H^+ + 2\ Cl^- \rightarrow CaCl_2 + 2\ H_2O$
Calciumlauge + Salzsäure $\rightarrow$Calciumchlorid + Wasser

2 Man muss Schwefelsäure mit Natronlauge neutralisieren, um Natriumsulfat und Wasser zu erhalten.
$2\ H^+ + SO_4^{2-} + 2\ Na^+ + 2\ OH^- \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$

3 Bei der Reaktion von Calciumoxid und Schwefelsäure entstehen Calciumsulfat und Wasser
$CaO + 2\ H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow CaSO_4 + H_2O$

Werkstatt: Umgang mit der Bürette

Versuche

1 **Messen mit einer Bürette**
b) Zahl der Tropfen z. B. 25
1 ml : 25 = 0,04 ml

2 **Neutralisation**
Es werden 20 ml Salzsäure der Konzentration c(HCl) = 0,1 mol/l benötigt, um 20 ml Natronlauge der Konzentration c(NaOH) = 0,1 mol/l zu neutralisieren.

Der pH-Wert

Versuch

1 Da in vielen Schulen heute bereits sehr genaue digitale pH-Meter zur pH-Wert-Bestimmung benutzt werden, ist es bei der Messung von Verdünnungsreihen angebracht, Salzsäurelösungen zur Analyse (p. A.-Lösungen bzw. z. A.-Lösungen) zu benutzen. Diese sind nicht zu teuer und in jedem Chemikalienhandel für Schulen zu erhalten. Auch wenn allein mit dem Universalindikator gemessen wird, ist dieser Weg einfach und zuverlässig. Außerdem wird dem Schüler die Genauigkeit des Arbeitens im Labor vor Augen geführt. So verwendet man die p. A.-Lösung: Man lässt den Inhalt der Ampulle mit Salzsäure in einen 1-l-Messkolben laufen, füllt mit destilliertem Wasser auf und hat eine 0,365%ige Salzsäurelösung. Sie ist der Ausgangspunkt für die Versuchsreihe. Wer diesen Weg nicht gehen will, kann natürlich von konz. Salzsäure ausgehen, die etwa 32 % bis 37 % Chlorwasserstoff gelöst enthält, und verdünnen.
Versuchsergebnis: Die 0,365%ige HCl-Lösung hat einen pH-Wert von 1. 1 ml dieser Lösung auf 10 ml aufgefüllt hat einen pH-Wert von 2. 1 ml dieser Lösung auf 10 ml aufgefüllt hat den pH-Wert von 3.

Aufgaben

1 a) Essigsorten mit einem Massenanteil von 5 bis 6 % weisen pH-Werte von 2,4 bis 2,6 auf.

b) Der pH-Bereich von Seifenlösungen reicht von 8 bis 10.
Eine Seifenlösung ist alkalisch. Der pH-Wert hängt von der Seifenkonzentration ab. Bei einer gesättigten Lösung (circa 5 mmol/l) liegt der pH-Wert bei etwa 10.

2 Wird eine 4 %ige Natronlauge verdünnt, so sinkt der pH-Wert.
Eine 4 %ige Natronlauge weist einen pH-Wert von etwa 14 auf. Wird diese auf das 10fache verdünnt, sinkt der pH-Wert auf 13. Wird die 4 %ige Natronlauge auf das 100fache verdünnt, sinkt der pH-Wert auf 12. Wird die 4 %ige Natronlauge auf das 1 000 000fache verdünnt, sinkt der pH-Wert auf 8.

3 Fallen beim Experimentieren Salzsäurereste an, so neutralisiert man diese mit verdünnter Natronlauge. Die Neutralisation kontrolliert man durch Zugabe von Universalindikatorlösung.

Zusatzinformation

Beim pH-Wert kommt es auf die Stoffmengenkonzentration der H^+-Ionen an (Einheit: mol/l). Bei den Lösungen werden Massenanteile angegeben, da diese Angaben im Alltag verbreitet und Stoffmengenkonzentrationen nicht eingeführt sind. Mit den im Handel erhältlichen Titrisolen lassen sich Lösungen der Stoffmengenkonzentration c(HCl) = 0,1 mol/l herstellen. Es gibt auch gebrauchsfertige Lösungen dieser Konzentration. Für dieses Lösungen gilt:
$c(HCl) = c(H^+) = 0{,}1$ mol/l $= 10^{-1}$ mol/l
pH = -lg 10^{-1} = 1
Eine 0,365%ige Salzsäure weist auch etwa die Stoffmengenkonzentration c(HCl) = 0,1 mol/l auf. Die Abweichung ist minimal und zu vernachlässigen.

Will man eine Lösung bestimmter Stoffmengenkonzentration aus einer konzentrierten Lösung oder Lösen eines Reinstoffes herstellen, geht man am besten in folgenden Schritten vor:

1. In einen sauberen 1-l-Messkolben gibt man etwa 600 ml destilliertes Wasser.
2. Den Messkolben stellt man in eine Wanne mit kaltem Wasser, da bei vielen Lösungsvorgängen sehr viel Wärme frei wird und die Lösung sehr heiß werden kann.
3. Die konzentrierte Lösung bzw. der Feststoff wird portionsweise unter Schütteln zum destillierten Wasser im Messkolben gegeben.
4. Nachdem sich der zugegebene Stoff vollständig gelöst hat, füllt man mit destilliertem Wasser auf etwa 900 ml auf. Die Volumenangabe des Messkolbens bezieht sich in der Regel auf 20 °C. Man lässt den Messkolben deshalb noch längere Zeit im Labor stehen und füllt nach dem Temperaturausgleich mit destilliertem Wasser auf 1 l auf.

Beim Herstellen einer Lösung sind Schutzbrille, eventuell Schutzhandschuhe und Schutzkleidung (Labormantel) zu tragen!

Bei der Berechnung der Volumina der konzentrierten Lösungen, die zur Herstellung der verdünnten Lösungen bestimmter Stoffmengenkonzentration benötigt werden, kann man die folgende Gleichung anwenden.

$$V_1(\text{A-Lsg.}) = \frac{V_2(\text{A-Lsg.}) \times c_2(\text{A}) \times M(\text{A})}{w_1(\text{A}) \times \rho_1(\text{A-Lsg.})}$$

A: gelöster Stoff
V_1 (A-Lsg.): Volumen der konzentrierten Lösung
V_2 (A-Lsg.): Volumen der verdünnten Lösung
c_2 (A): Stoffmengenkonzentration der verdünnten Lösung
M(A): molare Masse des gelösten Stoffes
w_1: Massenanteil des gelösten Stoffes in der konzentrierten Lösung
ρ_1 (A-Lsg.): Dichte der konzentrierten Lösung

1. Beispiel: Es soll aus Schwefelsäure mit einem Massenanteil an reiner Schwefelsäure $w_1(H_2SO_4) = 0{,}95$ (95 %) und der Dichte $\rho_1(H_2SO_4\text{-Lsg.}) = 1{,}83\ g/cm^3$ durch Verdünnen mit destilliertem Wasser 1 l Schwefelsäure der Konzentration $c(H_2SO_4) = 1\ mol/l$ hergestellt werden. Welches Volumen weist die benötigte Schwefelsäure auf?

$$V_1\ (H_2SO_4\text{-Lsg.}) = \frac{1\ l \times 1\ mol/l \times 98{,}08\ g/mol}{0{,}95 \times 1{,}83\ g/cm^3}$$

$$= 56{,}42\ cm^3 \approx 56\ cm^3$$

Es werden also 56 cm^3 konzentrierte Schwefelsäure benötigt. Die Dichte und der Massenanteil (in %) sind in der Regel dem Etikett der Originalflasche zu entnehmen.

2. Beispiel: Es soll aus Salzsäure mit einem Massenanteil an reinem Chlorwasserstoff $w_1(HCl) = 0{,}32$ (32 %) und der Dichte $\rho_1(HCl\text{-Lösung}) = 1{,}16\ g/cm^3$ durch Verdünnen mit destilliertem Wasser 1 l Salzsäure der Konzentration $c(HCl) = 1\ mol/l$ hergestellt werden. Welches Volumen weist die benötigte konzentrierte Salzsäure auf?

$$V_1(HCl\text{-Lsg.}) = \frac{1\ l \times 1\ mol/l \times 36{,}46\ g/mol}{0{,}32 \times 1{,}16\ g/cm^3}$$

$$= 98{,}22\ cm^3 \approx 98\ cm^3$$

Es werden also 98 cm^3 konzentrierte Salzsäure benötigt. Die Dichte und der Massenanteil (in %) sind in der Regel dem Etikett der Originalflasche zu entnehmen.

Werkstatt: Neutralisation in der Spülmaschine

Versuch

1 In der Spülmaschine erfolgt das Reinigen von organischen Rückständen des Essens mit Stoffen, die mit dem Wasser alkalische Lösungen bilden.
Diese Alkalien würden auf Tellern und Gläsern nach dem Abtrocknen Schlieren hinterlassen. Aus diesem Grunde werden die überschüssigen Alkalien mit säurehaltigen Spülmitteln neutralisiert, bevor das Geschirr trocknet.
Bisher wurden Reinigungsmittel und Klarspüler getrennt in die Maschine gegeben und auch zeitlich unterschiedlich, durch die Maschine gesteuert, zum Einsatz gebracht.
Moderne Tabs bestehen aus mehreren Schichten, die sich unterschiedlich auflösen und so den gleichen Effekt erzielen.
Für den Versuch eignen sich besser die getrennten Mittel (Reinigungsmittel / Klarspüler).
Der Kolben in c) dient zum Erkennen der Schlieren, die nach dem Spülen durch den alkalischen Klarspüler entstehen.
Im Kolben in d) sollte nicht nur die am Glas haftende Flüssigkeit sein, sondern etwas der alkalischen Reinigungslösung, damit die Neutralisation deutlich erkannt wird. Der Kolben trocknet sauber ab (e). Der Indikator (f) zeigt mit seiner roten Farbe den sauren Klarspüler an.

Aufgaben

1. Das Reinigungsmittel (Lauge) wurde durch den Klarspüler (Säure) neutralisiert.

2. Das Schlieren bildende Reinigungsmittel wurde durch Neutralisation (vom Klarspüler) entfernt.

Schlusspunkt

Aufgaben

1 Universalindikator zeigt in alkalischen Lösungen die Farben Grün, Grünblau, Blaugrün oder Blau; in sauren Lösungen die Farben Gelb, Orange oder Rot und in neutralen Lösungen die Farbe Gelbgrün an.

2 a) Es entsteht neben Zinksulfat ($ZnSO_4$) Wasserstoff (H_2): $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$

b) Es entsteht neben Zinksulfat ($ZnSO_4$) Wasser (H_2O): $ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$

3 Das erste Symbol muss auf Gefäßen mit ätzendem Inhalt stehen, also auch auf Flaschen mit konzentrierten Säuren.

4 a) $Ca(OH)_2 + 2\ HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2\ H_2O$
Das Salz heißt Calciumnitrat.

b) $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
Das Salz heißt Natriumchlorid (Kochsalz).

c) $Ba(OH)_2 + 2\ HNO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + 2\ H_2O$
Das Salz heißt Bariumnitrat.

5 Bei der Neutralisation von Salzsäure und Natronlauge bleiben, neben dem sich bildenden Wasser, Na^+- und Cl^--Ionen in der Lösung. Die elektrische Leitfähigkeit sinkt nur entsprechend der Anzahl der reagierenden (also nicht mehr vorhandenen) H^+- und OH^--Ionen.

6 a) Die Neutralisation ist eine chemische Reaktion, bei der H^+-Ionen der Säure und OH^--Ionen der Lauge miteinander zu Wasser reagieren. Am Neutralpunkt liegen keine (bzw. sehr wenige) H^+- und OH^--Ionen vor.

b) – In der Spülmaschine (Neutralisation von Klarspüler und Reinigungsmittel).
– In der Kläranlage (vor der biologischen Klärung, damit die Mikroorganismen nicht abgetötet werden).
– Einnahme von Tabletten (enthalten Natron) bei Sodbrennen (Übersäuerung des Magens).
– Kalkung der Böden (bei Übersäuerung durch sauren Regen).

7 Laugen sind wässrige Lösungen, die OH^--Ionen enthalten.
– sie wirken ätzend auf Haut und Schleimhäute,
– sie färben Universalindikatorlösung blau,
– sie leiten den elektrischen Strom.

8 Schneckengehäuse bestehen aus Kalk ($CaCO_3$). Säuren zersetzen Kalk unter Bildung eines Salzes, Wassers und des Gases Kohlenstoffdioxid CO_2. Das Gas bewirkt das Schäumen.
Bsp.: $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

9 a) Am Aufbau des Kristallgitters sind Aluminiumionen (Al^{3+}-Ionen) und Sulfationen (SO_4^{2-}-Ionen) beteiligt.

b) Gibt man zu einer Lösung mit Sulfationen eine Lösung mit Bariumionen (z. B. Bariumchloridlösung oder Bariumlauge), so fällt ein weißer Niederschlag von Bariumsulfat ($BaSO_4$) aus.

10 Das Salz ist Kupfersulfat mit der Formel $CuSO_4$.

11 a) Nach dem Verdünnen beträgt der pH-Wert pH = 9.

b) Die Lösung hat jetzt einen pH-Wert von 5.

12 Kohlenstoffdioxid CO_2 ist das Anhydried der Kohlensäure H_2CO_3.

13 a) Lebende Bakterien und in manchen Kläranlagen auch Pflanzen (z. B. Binsen) bewirken die biologische Reinigung. Die Bakterien benötigen den vorhandenen Schmutz des zu klärenden Wassers als Nahrung. Zusätzlich benötigen sie Sauerstoff, der in Form von Luftblasen zugeführt wird.

b) Stark saure oder alkalische Lösungen töten die Bakterien ab, es kann dann keine biologische Reinigung mehr erfolgen.

c) Rohrreiniger (alkalisch), Toilettenreiniger (sauer), Waschmittel (alkalisch), Entkalker (sauer) können den pH-Wert des Abwassers beeinflussen.

Komplexe Aufgabe „Säure“

1 a) Die Stromstärke sinkt bei Zugabe von 5 ml Schwefelsäure jeweils um 20 mA. Nach der Zugabe von 20 ml Schwefelsäure wird keine Stromstärke gemessen. Danach steigt die Stromstärke bei Zugabe von jeweils 5 ml Schwefelsäure um 25 mA. Wenn die Stromstärke sinkt, bedeutet dieses, dass die Anzahl der Ionen (bzw. Konzentration der Ionen) abnimmt oder weniger gut leitende Ionen in der Lösung sind. Leitet eine wässrige Lösung nicht den elektrischen Strom, so sind keine (oder nur sehr wenige) Ionen in der Lösung. Beim Zutropfen der Schwefelsäure fällt ein weißer Feststoff aus. Dies bedeutet, dass ein neuer Stoff gebildet wird. Wenn es sich bei dem weißen Feststoff um ein Salz handelt, werden dessen Ionen aus der Lösung entfernt. Also sinkt die Stromstärke. Bei einer Zugabe von 20 ml Schwefelsäure muss die Lösung neutralisiert sein. Durch die anschließende Zugabe der Schwefelsäure nimmt die Anzahl der Ionen (die Konzentration) der Ionen in der Lösung zu. Es sind dieses die H^+-Ionen, die HSO_4^-- und die SO_4^{2-} -Ionen.

b) $Ba(OH_2) + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2\ H_2O$
Eine Bariumhydroxidlösung reagiert mit Schwefelsäure zu Bariumsulfat und Wasser.

2 Salzsäure lässt sich mit einer Universalindikatorlösung als saure Lösung, Natronlauge als alkalische Lösung nachweisen. Allerdings ist auch eine Natriumcarbonatlösung alkalisch.
Fällt bei Zugabe von Silbernitratlösung zu der unbekannten Lösung ein weißer Niederschlag aus, so kann es sich um Silberchlorid (AgCl), aber auch um Silbercarbonat (Ag_2CO_3) handeln. Schäumt die unbekannte Lösung bei Zugabe von verd. Salzsäure auf oder bilden sich Gasblä-

schen, so liegt eine Natriumcarbonatlösung vor. Durch die Zugabe der verdünnten Salzsäure kann also zwischen der Natriumchlorid- und der Natriumcarbonatlösung und auch zwischen der Natronlauge und der Natriumcarbonatlösung entschieden werden.

Benötigte Materialien: Universalindikatorlösung, verdünnte Salzsäure, Silbernitratlösung, Reagenzgläser, Reagenzglasgestell, Schutzbrille, evtl. Schutzhandschuhe

3 a) Kalk besteht im Wesentlichen aus Calciumcarbonat. Carbonate reagieren mit sauren Lösungen unter Bildung von Kohlenstoffdioxid.

b) Es kommt bei der Entkalkung nicht auf die Art der Säure an, es muss nur eine saure Lösung vorliegen, also eine Lösung, die H^+-Ionen enthält.

c) Kohlenstoffdioxid lässt sich mit Kalkwasser nachweisen. Leitet man Kohlenstoffdioxid durch Kalkwasser, bildet sich eine weiße Trübung oder es fällt sogar ein weißer Feststoff aus (Calciumcarbonat).

d) Aus dem Vergleich der pH-Werte lässt sich ersehen, dass die Salzsäure (hier bei gleichem Massenanteil) sehr viel mehr H^+-Ionen enthält. Diese Ionen sind für die saure Lösung und damit für die Reaktion mit dem Kalk entscheidend.

e) Diese Forderung ist sachlich kaum zu rechtfertigen. Auch bei „natürlichen“ Entkalkern wie Essig oder Citronensäurelösung handelt es sich um Chemikalien.

Schlusspunkt „Säuren, Laugen, Salze“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
260	1		I	F1.1						
260	2	a	II	F3.4						
260	2	b	II	F3.4						
260	3		I	F1.1						
260	4	a	II	F3.4				K4		
260	4	b	II	F3.4				K4		
260	4	c	II	F3.4				K4		
260	5		II/III	F3.2				K4		
260	5		II	F3.4				K8		
260	6	a	II	F3.2				K4		
260	6	b	II							B3
260	7		I/II	F1.1				K5		
260	7		I	F2.1						
260	8		I/II	F1.1				K4		
260	8		I	F3.1						
260	9	a	I	F1.4						
260	9	b	I	F3.1						
260	10		I/II	F3.4						
260	11	a	II	F2.1 F2.2						
260	11	b	II	F2.1 F2.2						
260	12		II	F2.1 F2.2						
260	13	a	I			E6		K1 K2		B2
260	13	b	II					K5		B3
260	13	c	II	F2.1 F2.2 F2.3						
261	komplexe	1 a	III	F2.2 F3.1 F3.2		E6		K4		
261	komplexe	1 b	II	F3.2 F3.4						
261	komplexe	2	III	F1.1 F2.1		E1 E2		K8		
261	komplexe	3 a	II	F3.1						
261	komplexe	3 b	III	F3.1 F3.2 F3.3 F3.4		E6		K2 K4 K5 K8		
261	komplexe	3 c	II	F1.1 F3.1 F3.2 F3.3 F3.4		E2 E3 E4 E5		K4 K5 K6 K8		
261	komplexe	3 d	II	F2.2 F3.3		E6		K2 K8		
261	komplexe	3 e	III	F1.1 F2.3		E1 E6		K2 K3 K5 K8		B1

Startpunkt

Aufgaben

1 Augenfällig sind die unterschiedlichen Größen und Materialien der eingesetzten Geräte. Während im Labor überwiegend kleinere Geräte aus Glas eingesetzt werden, werden in einem chemischen Betrieb größere Geräte eingesetzt, die häufig aus Metall bestehen (z. B. Reaktionsgefäße oder Rohrleitungssyteme). Während bei einem Schulexperiment die meisten Tätigkeiten mit der Hand erledigt werden (z. B. Filtrieren, Rühren, usw.), übernehmen in einem Betrieb Maschinen diese Aufgaben.

2 Um möglichst wirtschaftlich zu arbeiten, muss in einem chemischen Betrieb in einer geringen Zeitspanne eine große Menge eines Stoffes produziert werden. Dazu müssen alle Vorgänge optimal aufeinander abgestimmt werden. Um dieses zu erreichen laufen die meisten Vorgänge computergesteuert ab. Damit Reaktionen vollständig ablaufen, müssen die eingesetzten Stoffmengen ganz genau berechnet werden. Da ein wesentlicher Kostenfaktor bei einem Produktionsprozess die eingesetzte Energie ist, muss auf Energieverluste geachtet werden. Häufig kann abgeführte Wärme an einer anderen Stelle wieder eingesetzt werden („Wärmetausch"). Um die teuren Geräte und Maschinen optimal zu nutzen arbeiten einige Betriebe auch in mehreren Schichten rund um die Uhr.

Schwefelsäure durch Kontaktverfahren

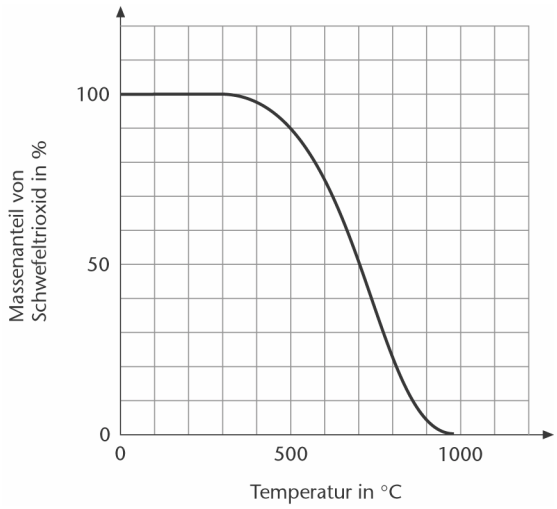
Versuche

1 Dieser Versuch ist ein zentraler Laborversuch zum Thema Schwefelsäure, da alle 3 Schritte des Kontaktverfahrens dargestellt werden können. Bariumchloridlösung ist den Schülern als Nachweismittel für Sulfationen bekannt. Versuchsergebnis: Im Quarzrohr wird Schwefel zu Schwefeldioxid oxidiert. Im zweiten Quarzrohr erfolgt eine katalytische Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid, welches im Rundkolben als weißer Rauch sichtbar wird. Wird Schwefeltrioxid in Wasser geleitet, entsteht Schwefelsäure, welche mit Bariumchloridlösung einen weißen Niederschlag von Bariumsulfat ergibt.

Katalysatorperlen können bezogen werden bei: Aug. HEDINGER GmbH & Co.; Heiligenwiesen 26; 70327 Stuttgart

Zusatzinformationen

Temperaturabhängigkeit der Schwefeltrioxidbildung
Die Bedeutung eines geeigneten Katalysators für das Kontaktverfahren kann den Schülern am folgenden Diagramm anschaulich verdeutlicht werden:



Anhand des Diagramms ist für die Schüler gut zu erkennen, dass oberhalb 600 °C der größte Teils des Schwefeltrioxids wieder zerfällt. Den größten Anteil erhält man daher bei niedrigen Temperaturen, wobei sich jedoch das Problem ergibt, dass die Reaktion dann zu langsam abläuft und sich in kurzer Zeit zu wenig Schwefeltrioxid bildet. Nur durch die Auswahl eines geeigneten Katalysators kann dieses Problem gelöst werden. Mithilfe von Vanadiumoxid als Reaktionsbeschleuniger kann man auch bei niedrigen Temperaturen in kurzer Zeit viel Schwefeltrioxid erhalten, ohne dass dieses Gas wieder zerfällt.

Die Ammoniaksynthese

Aufgaben

1 Die Ammoniaksynthese kann nicht bei hohen Temperaturen durchgeführt werden, da ein großer Teil des gebildeten Ammoniaks wieder zerfällt. Bei niedrigen Temperaturen ist die Ausbeute an Ammoniak zwar größer, die Reaktion läuft aber zu langsam ab, sodass die Produktion von Ammoniak zu lange dauern würde. Zur Beschleunigung der Reaktion werden deshalb geeignete Katalysatoren zugesetzt. Diese sorgen als Reaktionsbeschleuniger dafür, dass eine schnelle Ammoniaksynthese auch bei niedrigen Temperaturen möglich ist.

2 Die Ammoniaksynthese wird bei einem Druck von 20 MPa bis 30 MPa durchgeführt. Bei höherem Druck besteht die Gefahr, dass das Reaktionsrohr platzt.

Werkstatt: Kalkbrennen und Kalklöschen

Versuche

1 **Kalkbrennen**
Das intensive Durchglühen des Marmorstückchens ist die Voraussetzung zum Gelingen des Versuches. Die Schüler müssen daher ihre Kenntnisse über die Struktur der Brennerflamme anwenden und den heißesten Punkt innerhalb der Flamme finden. Sollte kein Keramik-Labortisch vorhanden sein, muss der Tisch durch eine feuerfeste Unterlage geschützt werden, da das heiße Marmorstück leicht aus der Tiegelzange fallen kann.
Versuchsergebnis: Das Gelingen des Versuches wird bei Zugabe der Indikatorlösung deutlich: Die Blaufärbung des Universalindikators zeigt die alkalische Reaktion des „gebrannten Kalkes“ an.

2 **Kalklöschen**
Durch die stark exotherme Reaktion des Kalklöschens besteht die Gefahr des Verspritzens. Auf das Tragen einer Schutzbrille sollte deshalb besonderen Wert gelegt werden.
Versuchsergebnis: Durch die stark exotherme Reaktion erhitzt sich das zugefügte Wasser unter Umständen so stark, dass die Siedetemperatur des Wassers erreicht werden kann. Auf jeden Fall ist eine deutliche Temperaturerhöhung zu messen.

Werkstatt: Wir experimentieren mit Baustoffen

Versuche

1 **Eigenschaften verschiedener Baustoffe**

a) Die Baustoffe Gips, Kalk und Zement können über den örtlichen Baustoffhandel bzw. über Heimwerkermärkte bezogen werden.

b) Versuchsergebnis: Beim Vergleich der Härten der unterschiedlichen Baustoffe fällt die besondere Härte von Zement auf.

c) Versuchsergebnis: Bei Zugabe von Salzsäure findet beim Gips keine Veränderung statt, beim Zement beobachtet man ein schwaches, beim Mörtel ein starkes Aufschäumen.

2 **Wir untersuchen den Härtevorgang**

Gips	Mörtel	Zement
Rg1: hart	Rg1: hart	Rg1: hart
Rg2: hart	Rg2: weich	Rg2: hart
Rg3: weich	Rg3: weich, zerlaufen	Rg3: hart

Versuchsergebnis: Gips härtet an der Luft unter Wasseraufnahme, unter Wasser bleibt Gips jedoch weich. Mörtel härtet nur an der Luft, weil zum Abbinden des Mörtels Kohlenstoffdioxid (aus der Luft) benötigt wird. Zum Abbinden des Zements ist Wasser, aber kein Kohlenstoffdioxid notwendig, deshalb härtet der Zementbrei in allen Reagenzgläsern.

3 **Abbinden des Kalkes genauer betrachtet**

Versuchsergebnis: In dem mit Kohlenstoffdioxid gefüllten Standzylinder erhärtet der Kalkmörtel besonders schnell; in den mit Sauerstoff und Stickstoff gefüllten Standzylindern bleiben die Mörtelkugeln weich.

Aufgabe

1 **Abbinden des Kalks genauer betrachtet**

Zum Abbinden des Mörtels ist Kohlenstoffdioxid notwendig, der als Bestandteil der Luft auch in dem mit Luft gefüllten Standzylinder zum Erhärten führt.

Glas – ein Stoff mit Durchblick

Versuch

1 Bei diesem Versuch wird ein Boratglas hergestellt. Die Gemischbestandteile ähneln in ihrer Zusammensetzung denen von Normalglas. Das Gemisch wird wegen der starken Kohlenstoffdioxidentwicklung in Portionen in dem Porzellantiegel geschmolzen. Zu empfehlen ist die Verwendung eines Spezialtiegels, z. B. von Rosenthal Nr. 101/42. Der Glasfluss wird auf ein zuvor erhitztes Eisenblech gegossen, damit das Glas langsam abkühlt und evtl. im Glas auftretende Spannungen vermieden werden.

Zusatzinformationen

Zusatzexperimente zum Thema Glas

1 Beständigkeit von Glas gegenüber sauren Lösungen
In einem Lehrerexperiment wird vorsichtig 30%ige Schwefelsäure erhitzt (Schutzbrille, Schutzscheibe!) und über Glas gegossen. Das Glas zeigt keine sichtbaren Veränderungen.

2 Unbeständigkeit von Glas gegenüber alkalischen Lösungen
In einem Lehrerexperiment werden einige Natriumhydroxidplätzchen etwa 2 Minuten auf Glas kräftig erhitzt. Dabei schäumt das Hydroxid zunächst auf und verfestigt sich dann wieder. Das Glas wird zunehmend trüb und undurchsichtig. Schließlich verformt es sich und brennt durch (feuerfeste Unterlage verwenden!).

3 Elektrische Leitfähigkeit von Glas
Zwei passende Nägel werden in ein Glasrohrstück (Abstand der Spitzen etwa 2 cm) gesteckt und mit einem Stromstärkemessgerät (Messbereich: 1 mA) und einer Wechselspannungsquelle (15 V) verbunden (Lehrerexperiment). Mit dem Gasbrenner wird das Glasrohrstück bis zum Schmelzen erhitzt. Man beobachtet, dass festes Glas nicht leitet, mit beginnender Schmelze jedoch eine gute elektrische Leitfähigkeit auftritt. Diese beruht vor allem auf der Beweglichkeit der Natriumionen in der Schmelze.

Brennpunkt: Hartes und weiches Wasser

Aufgaben

1 Hauptbestandteile des Kesselsteins sind wasserunlösliches Calciumcarbonat und Magnesiumcarbonat.

2 Calciumcarbonat ist wasserunlöslich, Calciumhydrogencarbonat dagegen gut wasserlöslich.

Zusatzinformationen

Wasserhärte
Besonders für die Dosierung von Waschmittel ist es wichtig, den Härtegrad des verwendeten Wassers zu kennen. Dieser kann beim zuständigen Wasserwerk erfragt werden. Heute wird die Wasserhärte zwar in mmol/l angegeben, der deutsche Härtegrad ist jedoch immer noch ein gebräuchliches Maß auf Waschmittelverpackungen.

Gesamthärte (in mmol/l)	**Gesamthärte (in °dH)**
0-1	0-6
1-2	6-11
2-3	11-17
3-4	17-22
>4	>22

Literaturhinweis

L.A. Hütter: „Wasser und Wasseruntersuchung“;
Salle+Sauerländer-Verlag; 1994 Frankfurt a. M.

Werkstatt: Wie hart ist Wasser?

Versuche

1 Hartes und weiches Wasser
Bei der Herstellung der Seifenlösung (1a) muss darauf geachtet werden, dass kein Schaum entsteht. Dieses gelingt am besten, wenn man möglichst feine Seifenflocken verwendet.
Um die Schaumhöhe bei den Versuchen vergleichen zu können, müssen die Volumina der Flüssigkeiten, das Volumen der zugesetzten Seifenlösung und die Intensität des Schüttelns (hier: 10-mal) immer gleich sein.

Versuchsergebnis:

Hartes Wasser	**Weiches Wasser**
wenig Schaumbildung	viel Schaumbildung
leichte Trübung	keine Trübung

Calciumionen im Wasser reagieren mit der Seife und bilden unlösliches Calciumcarbonat ($CaCO_3$), d. h., es bildet sich eine Trübung. Die jetzt fehlende Seife kann nicht mehr zur Schaumbildung beitragen.

2 Die Wasserhärte verschwindet
Versuchsergebnis: Die erhitze Flüssigkeit (2c) zeigt eine höhere Schaumbildung als das harte Wasser in 2a.
Durch das Erhitzen wird ein Teil des Calciumhydrogencarbonates in unlösliches Calciumcarbonat überführt. Damit verschwinden freie Calciumionen, das Wasser wird weicher.

3 Wasserhärte chemisch gebunden
Versuchsergebnis: Das mit Wasserenthärter versetzte Wasser zeigt eine höhere Schaumbildung.
Wasserenthärter binden freie Calciumionen aus dem Wasser. Das Wasser wird weicher. Die Schaumhöhe ist in diesem Versuch deutlich höher als im unbehandelten harten Wasser.

Aufgaben

1. Je höher die gemessene Schaumhöhe, desto weicher das Wasser. Je weniger Schaumbildung, desto härter ist das Wasser.

2. $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O + CO_2$

Impulse: Vom Laborversuch zur Produktion

Aufgaben

Die Unternehmensführung
- Informationen, die zu einer Entscheidung für bzw. gegen ein Produkt führen, können z. B. sein: Standortfragen, Finanzierungsmöglichkeiten, mögliche Gewinnaussichten, Absatzchancen, Beschaffung von Rohstoffen, Energieeinsatz, Vorhandensein von geeigneten Mitarbeitern und Fachkräften usw.

Die Produktentwicklung
- Rezepte für Erfrischungsgetränke oder Hautcremes lassen sich in geeigneter Literatur (z. B. Bücherei) oder unter entsprechenden Internetadressen finden.

- Es sollten solche Materialien (Geräte und Chemikalien) aufgelistet werden, die in der chemischen Sammlung der Schule zur Verfügung stehen oder ohne größeren Aufwand besorgt werden können.

Verfahrenstechnik und Prozess-Steuerung
- Ganze Betriebsanlagen arbeiten heute prozessgesteuert, d. h., die Verfahren sind so angelegt, dass sie vom Computer geregelt werden können. Aktuelle Informationen über die unterschiedlichen Abläufe können in entsprechenden Firmenprospekten oder über die Webseiten der Firmen eingeholt werden. Diese Informationen umfassen auch die apparative Ausstattung der Abläufe.

Sicherheitstechniker und Sicherheitsingenieure
- Gefahren bestehen insbesondere beim Umgang mit gefährlichen Stoffen oder gefährlichen Produktionseinrichtungen. Je nach Art des produzierten Stoffes können z. B. gesundheitliche Gefährdungen durch giftige Stoffe in der Atemluft oder Gefahren für Augen und Hände durch ätzende Flüssigkeiten bestehen. Beim Umgang mit brennbaren Flüssigkeiten besteht eine erhöhte Brandgefährdung. Besondere Vorsicht ist beim Umgang mit explosionsgefährlichen Stoffen geboten.

- Um die Sicherheit eines Betriebes zu erhöhen, arbeiten Sicherheitsingenieure und Sicherheitstechniker, aber auch Fachkräfte für Schutz und Sicherheit dienen dem Personen- und Anlagenschutz.

Die Qualitätskontrolle
- Zu den Qualitätskontrollen gehört, dass ein Produkt gesundheitlich unbedenklich ist und die Umwelt nicht gefährdet. Je nach Art des Produktes müssen zum Nachweis z. T. aufwändige Verfahren durchgeführt werden. Besonders strengen Kontrollen unterliegt die Genehmigung eines neuen Medikamentes. Hier können die Untersuchungen über die Unbedenklichkeit bzw. über mögliche Nebenwirkungen mehrere Jahre dauern. Zu den Qualitätskontrollen gehört auch die Überwachung der genauen Zusammensetzung eines Produktes.

- Fehlende Qualitätskontrollen können u. U. dazu führen, dass ein Produkt wegen Fehlerhaftigkeit vom Markt genommen werden muss. Für entstandene Schäden durch ein fehlerhaftes Produkt kann der Hersteller haftbar gemacht werden (Produkthaftung).

Die Marketing-Abteilung
Durch entsprechende Marketing-Kampagnen kann ein Produkt werbewirksam auf den Markt gebracht werden. Hierzu gehören ansprechende Produktnamen und auch werbewirksame Etiketten, Plakate und Werbevideos. Zur Gestaltung dieser Aufgabenbereiche bietet sich ein fächerübergreifendes Arbeiten z. B. mit den Fächern Deutsch, Sozialwissenschaften und Kunst an.

Die medizinische Abteilung
- Der Betriebsarzt hat die Aufgabe, die Arbeitgeber beim Arbeitsschutz und bei der Unfallverhütung in allen Fragen des Gesundheitsschutzes zu beraten und zu unterstützen. Auf Wunsch des Arbeitnehmers hat er diesem das Ergebnis arbeitsmedizinischer Untersuchungen mitzuteilen. Er hat die Regelungen über die ärztliche Schweigepflicht – auch gegenüber dem Arbeitgeber – zu beachten.

- Der Berufgenossenschaftliche medizinische Dienst (BAD) berät Unternehmer und Arbeitnehmer bei der Gestaltung von Arbeitsplätzen. Die beim BAD beschäftigten Ärzte führen arbeitsmedizinische Untersuchungen durch und begleiten Mitarbeiter bei arbeitsbedingten oder die Arbeit betreffenden Erkrankungen. Dabei werden auch Lösungen für leistungsgeminderte oder erkrankte Mitarbeiter gesucht.

- Je nach Art des Produktes können bei der Herstellung unterschiedliche gesundheitliche Gefährdungen verbunden sein. Hauptsächlich bestehen Gesundheitsgefahren durch das Einatmen von gesundheitsgefährdenden Stoffen, aber auch durch Einwirkungen von Gefahrstoffen auf Augen, Haut und Schleimhäute.

Das Controlling
- Die Controller „begleiten“ das Produkt von der Konzeption bis zur Produktion unter dem Gesichtspunkt der Wirtschaftlichkeit. Je nach Art des Produktes werden dabei unterschiedliche Aufgaben notwendig.

- Im Hinblick auf Wirtschaftlichkeitsprüfungen können sich z. B. Konflikte mit den Betriebsräten ergeben (Belastung der Arbeitnehmer durch streng optimierte Arbeitsabläufe, Abbau von Personal).

Chemische Berufe
- Chemikant/Chemikantin
  Arbeitsgebiet: Vorbereiten und Durchführen chemischer Reaktionen in Technika, Versuchsbetrieben und großtechnischen Anlagen. Aufarbeiten, Reinigen, Zubereiten und Versand der Produkte.
  Überwachen und Steuern von Produktionsvorgängen; Kontrollieren der Anlagen mit den dazu erforderlichen mess- und regeltechnischen Einrichtungen.
  Bedienen von prozessleitgesteuerten Anlagen. Sachgerechter Umgang mit Chemikalien unter besonderer Berücksichtigung von Arbeitsschutz und Umweltschutz.
  Handhabung von Armaturen, Mess- und Regelgeräten sowie Transporteinrichtungen.
  Durchführen einfacher chemischer und physikalischer Untersuchungen zur Produktions- und Qualitätskontrolle.
  Anforderungen: Verständnis für chemische, physikalische und technische Vorgänge, logisches Denkvermögen, gute Beobachtungsgabe, praktisches Geschick, Farbtüchtigkeit, Verantwortungsbewusstsein, Zuverlässigkeit, Chemietauglichkeit, körperliche Belastbarkeit, Fähigkeit zur Arbeit im Team.
  Schulbildung: Haupt- oder Realschulabschluss.

Ausbildungsablauf: Ausbildungsdauer: 3 Jahre, davon 1 Jahr berufliche Grundausbildung, 2 Jahre berufliche Fachbildung.
Bei überdurchschnittlichen Leistungen kann vorzeitige Zulassung zur Abschlussprüfung erfolgen.

- Chemielaborant/Chemielaborantin
  Arbeitsgebiet: Herstellen, Verarbeiten und Analysieren von Stoffen und Zubereitungen im Laboratorium und Technikum; Vorbereiten, Durchführen und Auswerten von chemischen Reaktionen, Analysen und anwendungstechnischen Prüfungen; Kontrollieren von Ausgangs- und Hilfsstoffen, Zwischenprodukten und Fertigerzeugnissen. Handhaben und Bedienen von Laborapparaturen, physikalischen Messgeräten und verfahrenstechnischen Versuchsanlagen; Dokumentation von Untersuchungsergebnissen; Anwendung von Computern zur Unterstützung von Verfahrensabläufen und Auswertungen; sachgerechter Umgang mit Chemikalien unter besonderer Berücksichtigung von Arbeitssicherheit und Umweltschutz.
  Anforderungen: Verständnis für chemische, physikalische und technische Zusammenhänge, abstraktes Denkvermögen, gute Beobachtungsgabe, Fähigkeit, sich präzise auszudrücken, praktisches Geschick, Farbtüchtigkeit, Chemietauglichkeit, Sinn für genaues und sorgfältiges Arbeiten, Geduld und Konzentrationsvermögen, Verantwortungsbewusstsein, Fähigkeit zur Teamarbeit.
  Schulbildung: Hauptschulabschluss 10. Klasse mit Qualifikation oder Abschluss der Realschule oder Abitur.
  Ausbildungsablauf: Dauer der Ausbildung 3 ½ Jahre, davon 1 Jahr berufliche Grundausbildung mit berufsspezifischer Vertiefung, 1 Jahr allgemeine berufliche Fachbildung, 1 ½ Jahre berufliche Fachbildung der Fachrichtung Chemie.
  Bei überdurchschnittlichen Leistungen kann vorzeitige Zulassung zur Abschlussprüfung erfolgen.

- Zu den Berufen, in denen Chemiekenntnisse wichtig sind, gehören z. B. Friseurberufe, medizinische Berufe, Entsorgerberufe, Lacklaborant/in, Apotheker/in und Berufe in der pharmazeutischen Industrie.

- Bei einer Betriebsbesichtung können z. B. folgende Bereiche nachgefragt werden: Ausbildungsmöglichkeiten, Einstellungsverfahren, Weiterbildungsmöglichkeiten, Arbeitsabläufe, körperliche und geistige Anforderungen an den Beruf, Verdienstmöglichkeiten.

Impulse „Vom Laborversuch zur Produktion“ - Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
280	Die Unternehmensführung	Führe in einer Gruppe eine	III					K6 K7 K8 K10		B2 B5
280	Die Unternehmensführung	Zähle die benötigten	II					K1 K2		B4
280	Die Produktentwicklung	Suche in unterschiedlichen	II					K1 K2		
280	Die Produktentwicklung	Stelle Materialien zusammen	II					K1 K2		
280	Die Produktentwicklung	Plane Versuche, um die	II/III			E2 E3 E4				
280	Verfahrenstechnik	Welche Vorgänge könnten	II					K1 K2		
280	Verfahrenstechnik	Welche Geräte und	II					K1 K2		
280	Sicherheitstechniker	Bilde eine Sicherheits	II					K1 K2		
280	Sicherheitstechniker	Häufig findet man in	II					K1 K2		
281	Die Qualitätskontrolle	Zähle für dein Produkt	II					K1 K2 K8		
281	Die Qualitätskontrolle	Könnten Probleme entstehen	III					K1 K2 K6 K7 K8 K9		B5
281	Die Marketingabteilung	Finde einen Werbewirksam	II					K2		B2
281	Die Marketingabteilung	Gestalte ein wirkungsvolles	III							B2
281	Die Marketingabteilung	Welche Verpackung ist für	II					K2		B2
281	Die medizinische Abteilung	Recherchiere die Aufgaben	II					K1 K2		B2
281	Die medizinische Abteilung	Auch der berufsgenossen	II					K1 K2		B2
281	Die medizinische Abteilung	Welche gesundheitlichen	III					K1 K2		B2
281	Das Controlling	Stelle Aufgabenbereiche	II					K1 K2		B2
281	Das Controlling	An welchen Stellen könnten	II					K1 K2		B2
281	Chemische Berufe	Erkundige dich nach	II					K1 K2		B1 B2
281	Chemische Berufe	Stelle für den Ausbildungs	II					K1 K2 K3		B1 B2
281	Chemische Berufe	Nicht nur in Ausbildungs	II					K2		B1 B2
281	Chemische Berufe	Eine Betriebsbesichtigung	II/III					K2 K10		B1 B2

Schlusspunkt

Aufgaben

1 Gewinnung von Schwefeldioxid:
$S + O_2 \rightarrow SO_2$

Oxidation von Schwefeldioxid zu Schwefeltrioxid:
$2\ SO_2 + O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

Gewinnung von Schwefelsäure:
$2\ SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

2 a) Unterschiede bestehen hauptsächlich in der Größe der Geräte; da in der Technik im wirtschaftlichen Maßstab produziert wird (Größenordnung: Tonnen), müssen die Geräte entsprechende Größen haben. Das Material der Geräte in der Technik muss erheblich widerstandsfähiger und verschleißfreier sein, da die Beanspruchung erheblich größer ist (meist 24-Stunden-Betrieb). Die Geräte in der Technik werden in der Regel computergesteuert, im Labor ist dafür häufig noch „Handeinsatz" ausreichend.

b) Im Labor werden häufig die chemischen Reaktionen noch erforscht bzw. Abläufe auf ihre Durchführbarkeit hin untersucht, in der Technik geht es um die Produktion größerer Mengen eines Stoffes.

3 Stahlbeton erhält man durch Einlegen von Stahlstäben oder Stahlgittern in Beton. Stahlbeton hat eine sehr hohe Festigkeit. Da sich Beton und Eisen beim Erwärmen gleich stark ausdehnen, entstehen bei Temperaturschwankungen keine Risse im Beton.

4 **Herstellung von Kalkmörtel:** Zunächst wird Kalkstein bei etwa 1000°C zu Branntkalk gebrannt. Dieser ergibt durch Zugabe von Wasser Löschkalk. Mischt man Löschkalk mit Sand, dann erhält man Kalkmörtel.
Herstellung von Beton: Ausgangsstoff für Beton ist Zement. Zement wird aus Kalkstein (etwa 75%) und Ton (etwa 25%) hergestellt. Mischt man Zement mit Kies und Sand, dann erhält man bei Zugabe von Wasser Beton.

5 a) Kalkablagerungen in Kaffeemaschinen, Wasserkochern, Wasserkesseln verschlechtern die Nutzung dieser Geräte. Wasserrohre können durch Kalkablagerungen „zuwachsen". Kalkablagerungen an Wasserhähnen, Duschköpfen und Duschabtrennungen stören das Aussehen.

b) Dieser Teil der Härte wird vorübergehende oder temporäre Härte genannt.

c) Reaktionsgleichung:
$Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O + CO_2$

6 **Kalkbrennen:** Bei etwa 1000 °C wird Kalkstein $CaCO_3$ zu Branntkalk CaO gebrannt: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$.
Kalklöschen: Versetzt man Branntkalk mit Wasser, dann erhält man Löschkalk $Ca(OH)_2$: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$.
Abbinden: Nimmt Kalkmörtel aus der Luft Kohlenstoffdioxid auf, dann erhärtet der Mörtel. Diesen Vorgang bezeichnet man als Abbinden: $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$.

7 Besondere Eigenschaften von technischen Keramiken sind: beständig gegen hohe Temperaturen, korrosionsfrei, verschleißfrei.

Komplexe Aufgabe „Mineralsalze"

1 a) Mineralstoffe durchlaufen in der unberührten Natur einen Kreislauf. Da die abgestorbenen Pflanzenteile an Ort und Stelle verrotten, gelangen die aufgenommenen Mineralstoffe wieder in den Boden zurück. Der Mineralstoffgehalt solcher Böden bleibt dadurch erhalten. Werden auf landwirtschaftlich genutzten Böden die Pflanzen jedoch abgeerntet und damit dem natürlichen Kreislauf entzogen, so werden die lebenswichtigen Mineralsalze nicht mehr in den Boden zurückgeführt. Die Folge ist eine Verarmung des Bodens an Nährsalzen.

b) Als Düngung können Mineraldünger (z. B. Phosphatdünger, Kalidünger, Kalkdünger oder Volldünger) oder Wirtschaftsdünger (Mist, Gülle, Kompost) eingesetzt werden.

2 a) Stoffkreislauf: Laub fällt auf den Boden – Bodenorganismen zersetzen abgestorbene Pflanzenteile zu wasserlöslichen Mineralstoffen – Wurzeln nehmen gelöste Mineralstoffe auf – aus Mineralstoffen, Wasser, Kohlenstoffdioxid werden körpereigene Stoffe aufgebaut.

b) Herbstlaub – Zersetzung zu Mineralstoffen – Aufnahme von Mineralstoffen – Aufbau körpereigener Stoffe.

c) Das abgefallene Laub wird entfernt.

d) Der natürliche Kreislauf wird unterbrochen und der Boden verarmt an Mineralstoffen.

3 a) Minimumgesetz: Die kleinste Menge (das Minimum) eines im Boden vorhandenen Nährstoffes begrenzt das Wachstum der Pflanzen.

b) In der abgebildeten Tonne wird das Minimum durch das Element Phosphor bestimmt. Dem Boden müssten demnach Phosphorverbindungen (Phosphate) zugeführt werden.

c) Nach dem Minimumgesetz von Liebig kann ein Mineralsalz, das in zu geringem Anteil vorhanden ist, nicht durch einen Überschuss eines anderen Salzes ersetzt werden. Ein Mangel an Magnesiumsalzen kann daher auch nicht durch zusätzliche Düngung mit Calciumsalzen ausgeglichen werden.

4 a) Von grundlegender Bedeutung für die Herstellung von Stickstoffdüngern ist die Ammoniaksynthese:
$3\ H_2 + N_2 \rightarrow 2\ NH_3$

b) Die Ammoniaksynthese wird in Anwesenheit geeigneter Katalysatoren bei hohem Druck und niedriger Temperatur durchgeführt. Begründung: Bei hohem Druck bildet sich mehr Ammoniak als bei niedrigem Druck. Deshalb wird die Synthese bei einem Druck von 20 MPa bis 30 MPa durchgeführt. Die Temperatur muss relativ niedrig sein, damit das gebildete Ammoniak nicht wieder zerfällt (Temperatur ca. 450 °C).

Da bei dieser Temperatur die Ammoniakbildung sehr langsam verläuft, werden zur Beschleunigung der Reaktion geeignete Katalysatoren (Gemisch aus Eisen, Aluminiumoxid, Kaliumoxid und Kalk) zugesetzt. Diese Katalysatoren sorgen als Reaktionsbeschleuniger dafür, dass eine schnelle Synthese auch bei niedrigen Temperaturen möglich ist.

c) Pflanzen, die mithilfe von Knöllchenbakterien Stickstoff aus der Luft binden können, gehören zu den Schmetterlingsblütlern. Schmetterlingsblütler sind z. B. Lupine, Klee, Wicke, Ginster, Goldregen, Bohne, Erbse und Luzerne.

Schlusspunkt „Technische Prozesse“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich							
				F		E		K		B	
282	1		I	F3.4							
282	2	a	II					K4			
282	2	b	II/III					K4			
282	3		II	F2.3							
282	4		I					K1 K2			
283	5	a	I/II					K5			
283	5	b	I					K4			
283	5	c	I	F3.4							
283	6		I	F3.4				K4			
283	7		I					K1 K2			
283	komplexe	1 a	II					K1 K2 K5 K8			
283	komplexe	1 b	I/II					K1			
283	komplexe	1 b	I					K2			
283	komplexe	2 a	III	F3.6				K1 K2 K5			
283	komplexe	2 b	II					K1 K2 K5			
283	komplexe	2 c	II					K2			
283	komplexe	2 d	II					K2		B5	
283	komplexe	3 a	I					K1			
283	komplexe	3 b	II					K1 K2 K4 K5			
283	komplexe	3 c	I/II					K1 K2 K4			
283	komplexe	4 a	I/II	F3.4				K2			
283	komplexe	4 b	I	F3.7							
283	komplexe	4 c	II					K1 K2			

Elektrische Energie und chemische Prozesse

Startpunkt

Aufgaben

1 Durch Batterien und Akkumulatoren, kurz Akkus genannt, kann man Geräte unabhängig vom Netz betreiben.

2 Batterien können nur einmal entladen werden und sind meist nicht wieder aufladbar. Bekannt sind die preiswerten Zink-Kohle-Batterien oder die haltbaren und auslaufsicheren Alkaline-Batterien.
Akkus können bis zu 1000-mal wieder aufgeladen werden. Dazu benötigt man ein passendes Ladegerät.

3 Batterien werden in Spielzeugen und Taschenlampen, in Uhren und Hörgeräten, in Mobiltelefonen und Notebooks eingesetzt. Batterien gibt es in unterschiedlichen Größen und Formen. Mithilfe des elektrischen Stroms lassen sich Verbindungen zerlegen. In Salzlösungen können durch Zufuhr von elektrischer Energie chemische Reaktionen ablaufen.

Die Elektrolyse

Versuche

1 Die Natriumchlorid-Schmelzfluss-Elektrolyse gelingt im Unterrichtsexperiment, wenn mithilfe des Gebläsebrenners das Salz intensiv und lange erhitzt wird.
Versuchsergebnis: Am Stromstärkemessgerät wird eine Stromstärke von mindestens 1 A angezeigt, d.h., dass die Schmelze den Strom leitet. Solange der Stromfluss erhalten bleibt, kann an der Kathode metallisches Natrium beobachtet werden, an der Anode bildet sich gelbliches Chlorgas.
Der Versuch muss unbedingt im Abzug durchgeführt werden. Über eine Video-Kamera können die Vorgänge in der Schmelze auf einem Monitor beobachtet werden.

2 Versuchsergebnis: An der Kathode bildet sich mit der Zeit elementares Zink, welches als Zinkbart sichtbar wird. An der Anode bilden sich sofort bräunliche Schlieren.
Dieses Experiment eignet sich dazu, dass Schülerinnen und Schüler erfahren, wie die verwendeten Chemikalien nicht entsorgt, sondern durch eine Reaktion mit Zink recycelt werden können.

Brennpunkt: Aluminiumgewinnung

Aufgabe

1 Aluminium wird zum Beispiel verwendet für:

Verwendungsbereich	Beispiel
Verpackung	Zahnpastatube
Gebrauchsgüter	Töpfe
Technik	Ölwanne bei Motoren
Maschinenbau	Zahnrad
Verkehr	Flugzeug-Verkleidung
Bauwesen	Fensterrahmen

Zusatzinformation

Zu Bild 1:
Im Rahmen des Brennpunktes zum Thema Aluminiumgewinnung wurde auf chemische Reaktionen verzichtet. Aus diesem Grund ist in Bild 1 der Schmelzofen nur so weit angedeutet, dass der Zusammenhang zu einer Schmelzflusselektrolyse hergestellt werden kann. Die eigentlichen Vorgänge, die zur Gewinnung von Aluminium aus Bauxit führen, können dem Text entnommen werden.

Werkstatt: Strom ohne Steckdose

V Versuche

1 **Strom aus einem Apfel**
Versuchsergebnis: Am Handmultimeter kann eine Spannung gemessen werden. Ein Motor wird angetrieben.

A Aufgaben

2 **Was bringt mehr Spannung?**

	Kartoffel	Zitrone	Apfel
Spannung in Volt	Je nach Größe und Abstand der Metallbleche verschieden	Je nach Größe und Abstand der Metallbleche verschieden	Je nach Größe und Abstand der Metallbleche verschieden

Die Messergebnisse lassen sich vergleichen. Die unterschiedlichen Messwerte können auf die Fruchtart und die verschiedenen Abstände der Metallbleche zurückgeführt werden. Welche Obst- bzw. Gemüsesorte mehr Strom liefert, hängt auch stark von der Sorte ab.

3 **Unterschiedlich hohe Spannungen**

Metallpaare	**Spannung in Volt**
Kupfer/Zink	1,10
Kupfer/Silber	0,46
Kupfer/Eisen	0,75
Eisen-Zink	0,35
Eisen-Silber	1,21
Zink-Silber	1,56

Die in der Tabelle angegebenen Werte wurden mit den Metallpaaren in ihren Metallsalzlösungen ermittelt. Die Messwerte können 0,1 V bis 0,2 V niedriger ausfallen.

Schlussfolgerungen:
1 Beim Metallpaar Zink/Silber ist die Spannung am höchsten, da Zink im Vergleich zu Silber sehr unedel ist.
2 Beim Metallpaar Eisen/Silber ist die Spannung kleiner als bei Zink/Silber, da Eisen nicht so unedel ist wie Zink.
3 Bei Kupfer/Zink ist die Spannung höher als bei Kupfer/Eisen, da Zink gegenüber Kupfer im Vergleich zu Eisen unedler ist.

4 **Mehr Energie aus mehreren Äpfeln?**
Beim Hintereinanderschalten der beiden Apfelkraftwerke erhält man im Vergleich zu einem Apfelkraftwerk eine höhere Spannung.

Elektronen fließen

Versuche

1 Versuchsergebnis: Eisenwolle reagiert unter Funkensprühen heftig mit Chlor. Kupferblattfolie reagiert etwas weniger heftig.
Eisen ist unedler als Kupfer, d. h., Eisen gibt seine Elektronen leichter ab.
Das Chlorgas kann mit einem Kleingasentwickler (Kompakt-Chlorgasentwickler) hergestellt werden.

2 Versuchsergebnis: Der Eisennagel erhält einen kupferfarbenen Überzug, die Kupferchloridlösung wird blassblau. Der Kupfernagel bleibt wie auch die Eisenchloridlösung unverändert.
Eisen ist unedler als Kupfer. Aus der Lösung verschwinden Kupferionen und bilden Kupferatome, die sich auf dem Eisennagel ablagern.

3 Versuchsergebnis: Der Zinkstab erhält einen kupferfarbenen Überzug. Die Kupferchloridlösung wird zunächst blassblau und dann fast farblos.
Die Kupferionen in der Lösung werden zu Kupferatomen, die sich auf dem Zinkstab ablagern. Gleichzeitig bilden Zinkatome Zinkionen, die in die Lösung gehen.

Zusatzinformation

Herstellung von Chlor
Der Kleingasentwickler für Chlor (Kompakt-Chlorgasentwickler) dient der einfachen und sicheren Darstellung von Chlorgas mit Hilfe von Calciumhypochlorit-Tabletten. Der Gasentwickler ist einfach im Aufbau, leicht zu bedienen und zu reinigen. Chlorgas kommt nur mit Glas und Teflon in Berührung. Die Gasentwicklung steuert sich selbst und ist leicht zu unterbrechen.

Der Kompakt-Chlorgasentwickler ist zu beziehen bei Aug. HEDINGER GmbH & Co. KG; Heiligenwiesen 26; 70327 Stuttgart

Strom aus der Zelle

Versuche

1 Versuchsergebnis: Es ist ein Stromfluss zu messen, der Propeller dreht sich.

2 Versuchsergebnis: Zwischen den beiden Metallen Zink und Kupfer wird eine Spannung von ca. 1,1 Volt gemessen. Wiederholt man den Versuch mit einem Silberblech in einer Silbersalzlösung, misst man gegenüber Zink ca. 1,56 Volt, gegenüber Kupfer ca. 0,44 Volt.
Zink ist unedler als Kupfer, Kupfer unedler als Silber.

Die Halbzellen sind zu beziehen bei Aug. HEDINGER GmbH & Co. KG; Heiligenwiesen 26; 70327 Stuttgart

Mit der Brennstoffzelle unterwegs

Zusatzinformationen

Im Lehrmittelhandel sind verschiedene Experimentiersysteme zum Thema Brennstoffzelle erhältlich. Die Lehrmittelfirmen bieten komplette Solar-Wasserstoff-Systeme an, bestehend aus Solarmodul, PEM-Elektrolyseur, Wasserstoff- und Sauerstoffspeicher, PEM-Brennstoffzelle und Lüfter, angeordnet auf einer Grundplatte.
Mit dem Juniorset-Experimentierkoffer Brennstoffzelle können die Schülerinnen und Schüler viele anschauliche Versuche durchführen und die Solar-Wasserstoff-Technologie schrittweise erforschen.
Mit im Handel erhältlichen Brennstoffzellen-Automodellen (vgl. B1) lässt sich das Thema der Seite eindrucksvoll veranschaulichen. Die Stromversorgung der Brennstoffzellenautos gelingt über Solarmodule oder Steckernetzteile.

Für alle Experimentiersysteme sind Bedienungs- und Versuchsanleitungen, Lehrbücher sowie Folienvorlagen und methodische Anregungen für den Unterricht erhältlich.

Experimentiersysteme sind zu beziehen bei:
Aug. HEDINGER GmbH & Co. KG, Lehrmittel; Heiligenwiesen 26; 70327 Stuttgart oder

KOSMOS Verlag; Postfach 106011; 70049 Stuttgart; homepage: www.kosmos.de

Impulse: Galvanisieren

Aufgaben

Löcher in der Karosse – durchgerostet!

- Zu den Metallen, die leicht korrodieren, gehören viele unedle Metalle, z. B. Eisen, Zink, Magnesium u. a.

- Eisennägel werden mit einer Zinkschicht überzogen.
  Material:
  Schutzbrille, Becherglas (100ml), Porzellantiegel (hohe Form), Waage, Tiegelzange, Tondreieck, Dreifuß, Gasbrenner, Schmirgelpapier, 2 Eisennägel, Zinkgranalien, verd. Salzsäure
  Versuchsanleitung:
  Gib ca. 2 g Zinkgranalien in einen Porzellantiegel und erhitze das Zink bis zur Schmelze. Halte einen blankgeschmirgelten Eisennagel etwa zwei bis drei Minuten in Salzsäure und tauche ihn anschließend sofort in das geschmolzene Zink. Lass den Nagel an der Luft abkühlen. Wiederhole den Versuch mit einem zweiten Nagel. (Die Nägel lassen sich auch mit Zinn überziehen.)

  Wie verhalten sich Eisennägel mit oder ohne Schutzschicht gegen Umwelteinflüsse?
  Material:
  Schutzbrille, 4 Reagenzgläser mit Stopfen, Reagenzglasgestell, 2 Eisennägel, 2 Eisennägel mit Zinküberzug, Schmirgelpapier, Sand, Wasser, verd. Essig-säure
  Versuchsanleitung:
  Stelle einen verzinkten Nagel in ein Reagenzglas, dessen Boden mit feuchtem Sand bedeckt ist. Stelle einen zweiten zinküberzogenen Nagel in ein Reagenzglas, das etwas Essigsäure enthält. Wichtig ist, dass nur der verzinkte Teil des Nagels in die Essigsäure taucht. Verschließe beide Reagenzgläser für ein bis zwei Tage mit je einem Stopfen. Wiederhole die Versuche mit blankgeschmirgelten Eisennägeln ohne Überzug.

  Ergebnis: Das Verzinken von Eisen schützt vor dem Rosten.

Feuerverzinken

- Beim Feuerverzinken wird die Stahloberfläche mit einer dünnen Zinkschicht überzogen. Zink ist korrosionsbeständig, da es an der Luft eine schützende Oxidschicht bildet. Wird die Zinkschicht jedoch beschädigt, gehen positiv geladene Zinkionen in Lösung. Solange Zink vorhanden ist, ist das darunter liegende Eisen geschützt. Auf feuerverzinkte Karosserien geben die Hersteller oft langjährige Garantien gegen Durchrosten

Schicht auf Schicht erhöht den Schutz

- Zum Schutz vor Korrosion wird die Stahloberfläche mit edleren Metallen überzogen. Die Überzüge werden durch **Elektrolyse** erzeugt. Zunächst wird das Stahlteil **verkupfert**. Dazu wird es in eine Kupfersalzlösung gehängt und als Kathode geschaltet. Die positiv geladenen Kupferionen wandern zur Kathode und werden dort entladen. Es entsteht eine dünne Kupferschicht, die auf der Stahloberfläche gut haftet.

- Als Anode dient beim Verkupfern ein Kupferblech. An der Anode gehen Kupferatome als Kupferionen in Lösung. Auf diese Weise wird die Anode verbraucht und nicht die Lösung. Man sagt, die Anode wird „geopfert“. Der verkupferte Armatur-Hebel wird anschließend noch **vernickelt** und danach **verchromt**.
  Die gebildeten Schutzschichten sind nur wenige Millimeter dick. Mehrere Schutzschichten übereinander mit zunehmend edleren Metallen verbessern die Haftung. Dabei ist jeweils das unedlere Metall mit der Kathode verbunden. Für die Anode verwendet man ein Blech aus dem Überzugsmetall.
  Die Bildung von Metallüberzügen mithilfe des elektrischen Stroms nennt man **Galvanisieren**.

Impulse „Galvanisieren“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
296	Schicht auf S.	Durch welches Verfahren	III			E5				
296	Schicht auf S.	Bei der Bildung von	III							B3
296	durchgerostet	Zähle Metalle auf, die	I	F1.1				K1		
296	durchgerostet	Plane einen Versuch	II	F3.1 F3.2						
296	Verzinken	Überlege, warum die	II					K2		
296	Verzinken	Worauf bezieht sich die	III			E8				

Werkstatt: Verkupfern und versilbern

Zusatzinformationen

Umgang mit Geräten und Chemikalien beim Galvanisieren
Bei den vorgesehenen Versuchen zum Galvanisieren müssen die Schülerinnen und Schüler an ein sehr sorgfältiges, sauberes und gewissenhaftes Arbeiten gewöhnt werden. Der Erfolg ihres Arbeitens hängt weitgehend davon ab, wie genau alle Schritte vorher gelesen und anschließend beachtet werden. Diese Versuche dienen auch dazu, die Kosten der verwendeten Chemikalien und Geräte ins Bewusstsein zu bringen. Aus diesem Grund wird besonderer Wert darauf gelegt, nach den Galvanisierungsprozessen die restlichen Chemikalien zur späteren Weiterverwendung in die Aufbewahrungsgefäße zurückzugießen.
In der Sammlung sollten alle Geräte und Chemikalien zum Galvanisieren gesondert aufbewahrt werden. Diese Maßnahme verhindert, dass vor allem die teuren Chemikalien in anderen Experimenten verwendet werden.

Versuche

1 In diesem Versuch wird zum Beispiel ein Schlüssel verkupfert. Da es sich beim Galvanisieren um einen elektrochemischen Prozess handelt, erfahren die Schülerinnen und Schüler den Zusammenhang zu den bisher gelernten Inhalten. Sie wenden die Begriffe Elektrolyt, Kathode und Anode an und sehen, dass das Kupferblech mit dem Pluspol verbunden sein muss, der zu verkupfernde Gegenstand mit dem Minuspol. Für den Unterricht wichtig ist, dass die Reaktionen, die zum Galvanisieren gehören, geklärt werden. Eine gewisse Enttäuschung erfahren jene Schülerinnen und Schüler, die nach dem Verkupfern (Schritt b) eine falsche Vorstellung von der Schichtdicke des Kupferüberzuges haben. Auch hier muss im Vorfeld diskutiert werden, damit beim Polieren ein Großteil der Schicht nicht wieder entfernt wird.

2 Unterlegscheiben eignen sich neben anderen Gegenständen besonders für diesen Versuch. Sie können nach dem gelungenen Galvanisieren und gewissenhaften Polieren als kleines „Schmuckstück“ an einem Lederbändchen oder Kettchen getragen werden. Beim Arbeitsschritt c) muss darauf geachtet werden, dass beim Wenden der Unterlegscheibe mit einer Pinzette stets die Stromzufuhr kurz unterbrochen wird!

3 Besonders gerne werden im Herbst Ahornblätter und Früchte entweder verkupfert oder versilbert. Die Blätter müssen vor dem Galvanisieren lange genug gepresst und getrocknet werden. Damit die Schicht auf den Blättern gleichmäßig wird, müssen die Blätter wenigstens dreimal mit dem passenden Leitlack besprüht werden. Nach dem Verkupfern oder Versilbern können die Ahornblätter für kleine Wandbilder verwendet werden.

Zusatzinformationen

Die in Bild 1 zusammengestellten Materialien können zusammen mit ergänzender Literatur bei Firma Aug. HEDINGER GmbH & Co KG, Lehrmittel; Heiligenwiesen 26; 70327 Stuttgart bezogen werden.

Die Taschenlampen-Batterie

Versuch

1 Mit dem Versuch können Aufbau und Vorgänge bei einem Zink-Kohle-Element näher betrachtet werden. Zunächst fällt auf, dass die beiden Lösungen in ein U-Rohr gefüllt werden, dessen Schenkel durch eine Fritte, eine halbdurchlässige Schicht, getrennt sind. Diese Trennwand verhindert, dass Metallionen der Kathodenseite zu den Metallionen der Anodenseite gelangen können.
Versuchsergebnis: Verbindet man den Zinkstab und den Kohlestift mit einem Mikromotor mit Propeller, wird der Propeller angetrieben. Die galvanische Zelle liefert Strom. Zur Klärung der Vorgänge innerhalb des Zink-Kohle-Elementes dient Bild 2. Zinkatome gehen in Lösung und liefern dabei Elektronen. Der Zinkstab wird kleiner, er bildet die Kathode. Kupferionen aus der Lösung werden am Kohlestift entladen, d.h., sie nehmen Elektronen auf, bilden Kupferatome, die den Kohlestift mit einer Kupferschicht überziehen. Der Kohlestift bildet die Anode. Die Elektronen fließen über einen Mikromotor und treiben den Propeller an. Die Chloridionen aus der Kupferchloridlösung wandern zum Minuspol und Kaliumionen zum Pluspol. Dadurch wird für einen Ladungsausgleich im Elektrolyten gesorgt.

Zusatzinformationen

Den Zusammenhang zwischen dem Experiment zum Zink-Kohle-Element und einer Taschenlampenbatterie kann man im Unterricht leicht herstellen. Man zersägt eine Taschenlampenbatterie der Länge nach und lässt die entsprechenden Teile genau ansehen. Der Kohlestift ist wie im Versuch der Pluspol. Der Zinkbecher bildet den Minuspol. Bei ihm hat sich nach längerem Gebrauch ein weißer Stoff aus Zinkoxid und Zinkchlorid gebildet. Im Gegensatz zum Experiment ist der Elektrolyt eine feste Masse aus Ammoniumchlorid und Zinkchlorid. Lassen sich die Vorgänge an den Elektroden der galvanischen Zelle wie beschrieben darstellen, wird man bei der Taschenlampenbatterie auf chemische Reaktionen verzichten. Die Schülerinnen und Schüler der Sekundarstufe I können diese Vorgänge nicht nachvollziehen.

Akkumulatoren

Versuch

1 Das Experiment stellt eine Möglichkeit dar, den technischen Ablauf beim Laden und Entladen eines Bleiakkumulators aus der Nähe zu beobachten. Es ist wichtig, dass bereits vor Beginn des Ladevorgangs die Oberflächen der beiden Bleiplatten verglichen werden. Auf diese Weise werden die Veränderungen der Plattenoberflächen erkennbar. Werden nach dem Ladevorgang die beiden Platten mit einem Mikromotor mit Ventilator verbunden, dreht sich der Ventilator eine gewisse Zeit lang. Wieder zeigen Veränderungen an den Plattenoberflächen das Ende des Entladevorgangs an. Um den Vorteil eines Bleiakkus gegenüber einer Batterie zeigen zu können, wird man den Ladevorgang wiederholen.
Dieser Modellakku zeigt, dass die Vorgänge an den Platten umkehrbar sind. Nach dem Experiment wird die Elektrolytflüssigkeit in ein vollständig gekennzeichnetes Glasgefäß umgeschüttet. Den Schülerinnen und Schülern wird gezeigt, dass hier nahezu abfallfrei experimentiert werden kann.

Brennpunkt: Recycling – aus alt mach neu

Aufgaben

1 Seit 1998 sind Hersteller und Handel verpflichtet, alle Batterien und Akkus zurückzunehmen (gesetzliche Rücknahmepflicht). Die Verbraucher sind im Gegenzug verpflichtet, alle Batterien und Akkus beim Handel oder bei kommunalen Sammelstellen zurückzugeben (gesetzliche Rückgabepflicht). Die Batterieverordnung unterscheidet Gerätebatterien und Autobatterien/Starterbatterien. Für Autobatterien übernehmen die jeweiligen Hersteller ihre Produktverantwortung. Da Autobatterien in der Regel in Kfz-Werkstätten oder an Tankstellen gewechselt und gleichzeitig zurückgenommen werden, ist für diese eine hohe Rücklauf- und Recyclingquote (etwa 95%) bereits erreicht. Um möglichst alle Bleiakkus oder Autobatterien zurückzuführen, muss beim Neukauf einer Autobatterie ohne gleichzeitige Rückgabe einer alten Batterie ein Pfand bezahlt werden. Das Pfand wird bei nachträglicher Rückgabe einer alten Batterie erstattet. Ein von den Herstellern beauftragtes Entsorgungsunternehmen holt die gebrauchten Starterbatterien bei den Händlern ab. In Sekundärbleihütten wird das Blei aus den Batterien zurückgewonnen und in der Regel für neue Batterien wieder eingesetzt.

2 Ziel der Batterieverordnung (BattV) ist es u. a., „den Eintrag von Schadstoffen in Abfällen durch Batterien zu verringern, indem ... gebrauchte Batterien zurückgenommen und entsprechend der Kreislaufwirtschafts- und Abfallgesetze ordnungsgemäß und schadlos verwertet oder nicht verwertbare Batterien gemeinwohlverträglich beseitigt werden“ (§1 BattV).

Weitere Informationen und Broschüren können im Internet recherchiert werden unter www.umweltbundesamt.de. Einige wichtige Umwelttipps lassen sich aus Abbildung 2 entnehmen.

Literaturhinweise

„Batterien und Akkus – das wollten Sie wissen! Fragen und Antworten zu Batterien, Akkus und Umwelt“;
Herausgeber: Umweltbundesamt; Zentraler Antwortdienst, Fachgebiet III 2.4; Postfach 33 00 22; 14191 Berlin

Verordnung über die Rücknahme und Entsorgung gebrauchter Batterien und Akkumulatoren (Batterieverordnung – BattV); Bundesgesetzblatt Teil 1; Nr. 40 vom 26.6.2001

Schlusspunkt

Aufgaben

1 a) Kupfer(II)-chlorid hat die Formel $CuCl_2$.

b) Vorgänge an der Kathode: Die zweifach positiv geladenen Kupferionen wandern zur Kathode und nehmen dort je zwei Elektronen auf. Es entstehen Kupferatome. Die negativ geladene Elektrode überzieht sich mit einer rotbraunen Schicht aus Kupfer. Vorgänge an der Anode: Die einfach negativ geladenen Chloridionen wandern zur Anode und geben dort je ein Elektron ab. Es entstehen Chloratome. Je zwei Chloratome bilden ein Chlormolekül. An der Anode entweicht Chlor, ein gelbgrünes Gas.

c) Im Luftballon seitlich am U-Rohr sammelt sich Chlorgas. Chlor ist giftig und darf nicht in die Luft gelangen. Der Luftballon verhindert, dass das gebildete Chlor aus der Apparatur entweichen kann.

2 a) Bei der Elektrolyse einer Bleichloridlösung bildet sich an der Kathode Blei.

b) Bei der Elektrolyse einer Bleichloridlösung bildet sich an der Anode Chlor.

c) Vorgänge an der Kathode: Die zweifach positiv geladenen Bleiionen wandern zur Kathode und nehmen dort je zwei Elektronen auf. Es entstehen Bleiatome. An der negativ geladenen Elektrode entsteht feinverteilt Blei. Vorgänge an der Anode: Die einfach negativ geladenen Chloridionen wandern zur Anode und geben dort je ein Elektron ab. Es entstehen Chloratome. Je zwei Chloratome bilden ein Chlormolekül. An der Anode entweicht giftiges Chlor.

3 a) Die Batterie in Abbildung 3 hat die Form einer Rundzelle und gehört zu den Alkalimangan-Batterien.

b) Batterien können in der Regel nur einmal entladen werden und sind nicht wieder aufladbar. Akkus (Akkumulatoren) können bis zu 1000-mal wieder aufgeladen werden. Dazu benötigt man ein passendes Ladegerät.

4 a) Ein Weißblech ist ein mit einer dünnen Zinnschicht überzogenes Eisen- oder Stahlblech. Bei dem unedlen Metall, das vom Magnet angezogen wird, handelt es sich um Eisen.

b) Zum Schutz vor Korrosion werden Eisenteile mit Schutzschichten überzogen. Schützende Metallüberzüge aus Kupfer, Nickel und Chrom lassen sich durch Elektrolyse herstellen. Diese Verfahren nennt man Galvanisieren. Werden Stahlbleche in eine heiße Schmelze aus flüssigem Zink getaucht, wird die Stahloberfläche mit einer dünnen Zinkschicht überzogen. Dieses Verfahren nennt man Feuerverzinken. Auch Schutzanstriche und Kunststoffüberzüge schützen Metalle vor schädlichen Umwelteinflüssen.

5 Die Kupferatome im Kupferblech geben in der Silbersalzlösung Elektronen ab. Es entstehen Kupferionen. Die Silberionen der Lösung nehmen Elektronen auf. Es entstehen Silberatome. Das unedlere Metall (Kupfer) geht in Lösung, das edlere Metall (Silber) scheidet sich ab. Zwischen den Kupferatomen und den Silberionen hat ein Elektronenübergang stattgefunden. Kupfer hat ein größeres Bestreben Elektronen abzugeben als Silber.

6 Da sich das unedle Metall Magnesium unter Elektronenabgabe allmählich auflöst, das heißt, geopfert wird, werden die Magnesiumblöcke als Opferanode bezeichnet. Außer Magnesium kann auch das Metall Zink als Opferanode eingesetzt werden.

7 a) Die Herstellung von Metallüberzügen mithilfe des elektrischen Stroms nennt man Galvanisieren.

b) In Abbildung 7 werden Radkappen verkupfert. Die Radkappen werden in eine Kupfersalzlösung gehängt und als Kathode geschaltet. Die positiv geladenen Kupferionen der Lösung wandern zur Kathode und werden dort entladen. Es entsteht eine dünne Kupferschicht, die auf der Metalloberfläche der Radkappen gut haftet. Als Anode dient ein Kupferblech. An der Anode gehen Kupferatome als Kupferionen in Lösung.

Schlusspunkt „Elektrische Energie und chemische Prozesse“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
303	1	a	I	F1.2						
303	1	b	I	F3.3						
303	1	c	I			E1 E4		K4		
303	2	a	I	F3.1						
303	2	b	I	F3.1						
303	2	c	I	F3.3						
303	3	a	I					K2 K3		
303	3	b	I			E6				
303	4	a	I			E6		K4		
303	4	b	I					K4 K8		
303	5		II	F3.3				K4 K8		
303	6		II					K5 K8		B3
303	7	a	I					K4		
303	7	b	II					K4 K8		

Startpunkt

Aufgaben

1 Um aus Erdöl Treibstoffe zu gewinnen, muss das Erdöl zuerst in einer Raffinerie verarbeitet werden. Dabei wird das Erdöl in unterschiedliche Fraktionen aufgetrennt. Zu diesen Fraktionen gehören auch die verschiedenen Treibstoffe wie Diesel und Benzin.

2 Beim Verbrennen großer Mengen von Kohle, Gas und Heizöl entsteht viel Kohlenstoffdioxid, das als Treibhausgas zu einer globalen Erwärmung beiträgt. Außerdem können bei der Verbrennung Schadstoffe entstehen, die zur Luftverunreinigung und auch zur Entstehung des Sauren Regens beitragen.

3 Zu den vorteilhaften Eigenschaften von Kunststoffen gehören die Wasser-, Luft und Lichtbeständigkeit. Kunststoffe können nahezu in jeder beliebigen Form hergestellt und unterschiedlich eingefärbt werden. Kunststoffteile sind leichter als Metallteile, sodass z. B. bei der Verwendung im Automobilbau das Gewicht eines Fahrzeuges und damit auch sein Benzinverbrauch gesenkt werden kann.

Werkstatt: Wir untersuchen Erdölbestandteile

Versuche

1 **Brennbarkeit**
Versuchsergebnis: Wundbenzin entflammt sofort, Petroleum und Dieselöl müssen erst mit der Flamme des Holzspanes erhitzt werden, um sie zu entflammen (die Flammtemperatur liegt bei etwa 56 °C). Petroleum und Dieselöl zeigen ein ähnliches Brennverhalten.
Um eine Gesundheitsgefährdung durch Verbrennungsgase und Rußpartikel zu vermeiden, sollten die Flamme möglichst schnell durch Abdecken mit einer kleinen Metallplatte gelöscht werden.

2 **Löslichkeit**
a) Zunächst bildet sich durch Tröpfchenbildung des Benzins eine Emulsion. Nach einiger Zeit entmischen sich die beiden Flüssigkeiten wieder, Benzin schwimmt dann auf dem Wasser.

b) Bei der Durchführung mit Petroleum und Wasser zeigt sich ein ähnliches Mischungsverhalten. Auch Petroleum und Wasser sind zwei nicht ineinander lösliche Flüssigkeiten.

c) Der Schüttelversuch zeigt, dass Petroleum und Benzin zwei ineinander lösliche Flüssigkeiten sind.

4 **Verbrennungsprodukte**
a) Der Verbrennungslöffel darf nicht randvoll mit Benzin gefüllt werden, da ansonsten die Flamme zu groß wird und Verbrennungsgefahr besteht. Die Prüfung mit Watesmopapier zeigt eine Blaufärbung an.

b) Beim Ausschütteln der Verbrennungsgase mit Kalkwasser zeigt sich deutlich eine milchig weiße Trübung.

Aufgaben

2 **Löslichkeit**
Benzin und Petroleum sind ineinander löslich. Beide Stoffe sind jedoch in Wasser nicht löslich.

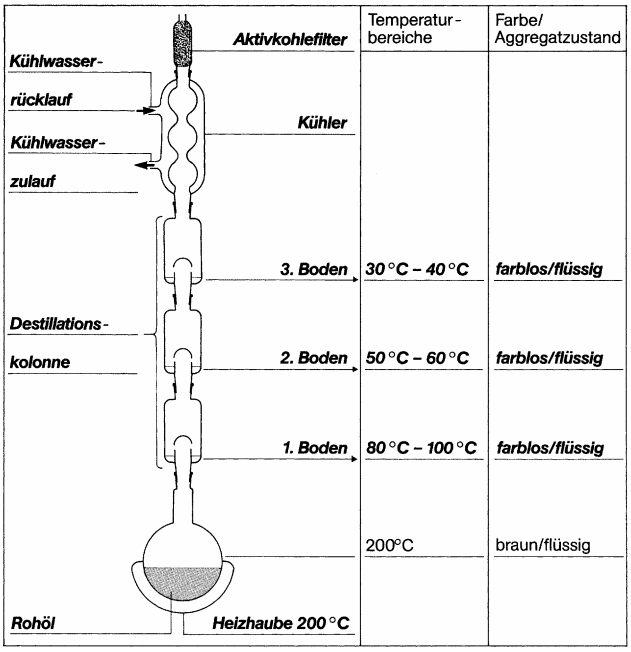
3 **Viskosität**
In Benzin und Petroleum sinken die Büroklammern relativ schnell ab, in Schmieröl dauert es erheblich länger. Schmieröl ist demnach am zähflüssigsten. Die gemessenen Zeitspannen können je nach Füllhöhe und Art der verwendeten Büroklammern unterschiedlich sein.

4 **Verbrennungsprodukte**
Es können die beiden Verbrennungsprodukte Wasser(dampf) und Kohlenstoffdioxid nachgewiesen werden. Wasser wurde mit Watesmopapier (Blaufärbung) und Kohlenstoffdioxid mit Kalkwasser (milchig weiße Trübung) nachgewiesen.

Fraktionierte Destillation des Erdöls

Versuch

1 Versuchsergebnis:



	Temperatur-bereiche	Farbe/ Aggregatzustand
3. Boden	30 °C – 40 °C	farblos/flüssig
2. Boden	50 °C – 60 °C	farblos/flüssig
1. Boden	80 °C – 100 °C	farblos/flüssig
	200°C	braun/flüssig

Die abgebildete Apparatur zur Destillation des Erdöls (Fraktionierte Destillation mit Aufbaukolonne) kann bezogen werden bei:
Aug. HEDINGER GmbH & Co., Heiligenwiesen 26, 70327 Stuttgart.
Rohölproben können ggf. bei Mineralölfirmen kostenlos bezogen werden.

Aufgabe

1 Schmieröle und Bitumen sind bei 400 °C noch flüssig. Beim weiteren Erhitzen würden sich diese Stoffe zersetzen. Sie werden deshalb bei vermindertem Druck einer Vakuumdestillation unterzogen. Bei vermindertem Druck verdampfen die Bestandteile schon bei geringerer Temperatur. Schmieröle verdampfen auf diese Weise, Bitumen bleibt als fester Rückstand zurück.

Methan – der Hauptbestandteil des Erdgases

Versuche

1 Versuchsergebnis: Beim Verbrennen von Holzkohle lässt sich nur das Verbrennungsprodukt Kohlenstoffdioxid mithilfe von Kalkwasser nachweisen. Das gekühlte U-Rohr bleibt zunächst noch leer.

2 Bei der Wiederholung des Versuches muss das getrübte Kalkwasser aus Versuch 1 gegen frisches Kalkwasser ausgetauscht werden.
Versuchsergebnisse: Beim Verbrennen von Wasserstoff lässt sich das Verbrennungsprodukt Wasser nachweisen. Dazu wird die im U-Rohr gebildete Flüssigkeit mit Watesmopapier geprüft. Da Watesmopapier sehr empfindlich reagiert, reicht zum Nachweis eine sehr geringe Flüssigkeitsmenge. Das Kalkwasser ändert sich beim Verbrennen von Wasserstoff nicht.
Wird der Versuch mit der Flamme des Gasbrenners wiederholt, muss zunächst das U-Rohr von noch anhaftender Flüssigkeit befreit werden. Bei dem jetzigen Versuch lassen sich beide Verbrennungsprodukte Wasser und Kohlenstoffdioxid nachweisen.

3 Um Verbrennungen an der Hand zu vermeiden, sollte die Kerze mit einer Verlängerung versehen werden (z. B. auf einen festen Draht oder einen Holzspan aufstecken).
Versuchsergebnis: Methan hat eine geringere Dichte als Luft. Die Kerze geht im Standzylinder aus, entzündet sich aber am brennenden Standzylinder wieder.

Kohlenwasserstoffe bilden eine Reihe

Versuche

1 Diese Versuche zeigen einen Viskositätsvergleich unterschiedlicher Kohlenwasserstoffe.
Versuchsergebnis: Die Auslaufzeit nimmt in der Reihe: Wundbenzin, Petroleum, Fahrrad- und Motorenöl zu.

2 Petroleum muss vor dem Entflammen leicht, Paraffinöl stärker erhitzt werden. Die Flammen werden durch Abdecken mit einer kleinen Metallplatte gelöscht.
Versuchsergebnis: Während Wundbenzin ohne Rußbildung abbrennt, zeigt sich bei Petroleum eine mittlere, bei Paraffinöl eine starke Rußbildung. Je länger die Molekülketten sind, desto stärker rußen und leuchten die Flammen.

3 Versuchsergebnis: Die Lösung von Brom in Hexan entfärbt sich beim Erwärmen bzw. beim Belichten. Das feuchte Indikatorpapier wird rot. Aus dem Gefäß entweichen Nebel, die mit Wasser eine saure Lösung bilden.
Der Versuch kann auch mit Heptan durchgeführt werden.

Zusatzinformationen

Eine Apparatur zum Viskositätsvergleich kann als Projektionsgerät für den Overhead-Projektor bezogen werden bei:
Aug. HEDINGER GmbH & Co., Heiligenwiesen 26, 70327 Stuttgart.
Die Apparatur umfasst 5 parallel geführte Flüssigkeitsrohre in einem neigbaren Projektionsrahmen. Durch Veränderung der Rahmenneigung kann die Sinkgeschwindigkeit der Stahlkugeln beeinflusst werden. Die Stahlkugeln können mit einer Magnetleiste an das obere Ende der Rohre transportiert und gestartet werden.

Literaturhinweis

„Viskositätsversuche im Unterricht“
Aug. HEDINGER GmbH & Co., Heiligenwiesen 26,
70327 Stuttgart.

Werkstatt: Wir untersuchen Feuerzeuggas

Versuche

1 **Auffangen des Feuerzeuggases**
Das pneumatische Auffangen des Feuerzeuggases erfordert vom Schüler etwas Geschick. Es sollten daher zur Versuchsdurchführung Bechergläser mit möglichst weiter Form verwendet werden. Auch Glas- oder Kunststoffwannen sind für das pneumatische Auffangen sehr geeignet. Das Feuerzeug muss genau unter die Reagenzglasöffnung gehalten werden, damit die austretenden Gasbläschen nicht am Reagenzglas vorbeiperlen.

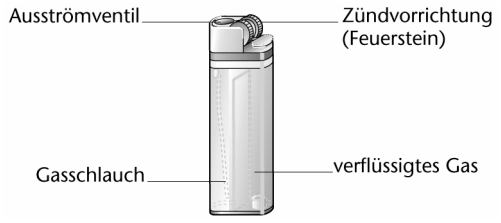
2 **Brennbarkeit**
Nach dem Entzünden des Gases muss das Reagenzglas schräg gehalten werden, da das Feuerzeuggas eine größere Dichte als Luft hat. Nur durch ein schräges Halten kann genügend Gas ausströmen und an der Luft verbrennen. Durch stärkere Neigung des Reagenzglases kann die Flamme vergrößert, durch schwächeres Neigen verkleinert werden. Der Schüler kann dadurch evtl. selbst erkennen, dass das Feuerzeuggas eine größere Dichte als Luft haben muss.

3 **Reibzünder**
Dieser Versuch zeigt die Funktion eines Zünders. Dieser Zündmechanismus ist in der Regel bei einem Feuerzeug nicht gut zu beobachten, da er relativ verdeckt eingebaut ist. Bei der Zündung außerhalb des Feuerzeugs lassen sich die Vorgänge des Zündens jedoch gut beobachten.

4 **Untersuchung der Verbrennungsgase**
Versuchsergebnis: Die Prüfung des Beschlages mit Watesmopapier verläuft positiv (Blaufärbung); Kalkwasser zeigt nach Schütteln eine milchig-weiße Trübung.

Aufgaben

1 Die Skizze des Feuerzeuges sollte folgende Einzelheiten enthalten: Gastank für Feuerzeuggas (unter Druck verflüssigt), Ausströmventil, Zündmechanismus: Feuerstein oder Piezo-Zünder, Gasschlauch.

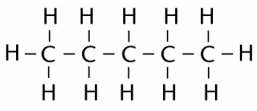


2 Der Nachweis für Kohlenstoffdioxid deutet auf das Element Kohlenstoff, der Wassernachweis deutet auf das Element Wasserstoff hin. Demnach müssen am Aufbau der Gasteilchen Kohlenstoff- und Wasserstoffatome beteiligt sein.

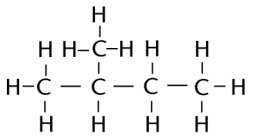
Kohlenwasserstoffe und ihre Namen

Aufgaben

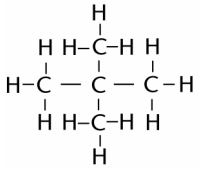
Es gibt 3 Isomere des Pentans:



n-Pentan



2-Methylpentan



2,2-Dimethylpropan

Rund um die Tankstelle

Versuch

1 Bei einer geringeren Tropfenzahl erhält man ein zu mageres Gemisch. Es erfolgt keine Explosion. Bei einer höheren Tropfenzahl erhält man ein zu fettes Gemisch. Es erfolgt eine schwächere Explosion, jedoch eine stärkere Flammenbildung. Auf diese Weise kann dem Schüler verdeutlicht werden, dass zu einer optimalen Verbrennung ein ganz bestimmtes Benzin-Luft-Gemisch benötigt wird.

Das Zündrohr kann bezogen werden bei:
Aug. HEDINGER GmbH & Co., Heiligenwiesen 26,
70327 Stuttgart.

Alkene – reaktionsfähige Produkte

Versuche

1 Versuchsergebnis: Während sich Paraffinöl bei Zimmertemperatur nicht entzünden lässt, kann die Crackflüssigkeit leicht entflammt werden. Der Geruch ist benzinähnlich. Gibt man Kaliumpermanganatlösung zu der Crackflüssigkeit, wird diese rasch entfärbt.
Die Beobachtungen können dadurch erklärt werden, dass die langkettigen Moleküle des Paraffinöls mithilfe des Katalysators in kurzkettige Moleküle gespalten werden.
Diese kurzkettigen Moleküle müssen auch im Benzin vorhanden sein (benzinähnlicher Geruch) und Doppelbindungen aufweisen (Reaktion mit Kaliumpermanganat).

2 Versuchsergebnis: In der Mischung aus Bromdampf und Ethen tritt eine rasche Entfärbung ein.

Brennpunkt: Wasserstoff oder Benzin?

Aufgaben

1 a) Altpapier, Glas und Eisen sind kein Müll, sondern können als Rohstoffe wieder zu neuem Papier, Glas und Eisen verarbeitet werden.

b) Recycling schont die natürlichen Ausgangsstoffe wie Holz, Erze, Quarzsand. Recycling vermindert die riesigen Müllmengen in der Industriegesellschaft.

c) Langsam knapper (teurer) werdende Rohstoffe und riesige Müllberge zwingen zum Nachdenken. Es war lange Zeit einfacher, alte Dinge wegzuwerfen als ein ganzes System zum Einsammeln und Wiederverwerten zu organisieren.

2 Kohle, Erdgas, Erdöl sind bis heute die wichtigsten Energieträger. Die Lagerstätten werden aufgespürt und ausgebeutet. Nach der Verbrennung entstehen Stoffe (z. B. Kohlenstoffdioxid), die nicht mehr dem Energieprozess zur Verfügung stehen. Die Reserven an fossilen Energieträgern werden in naher Zukunft ausgeschöpft sein.

3 Das natürliche Kohlenstoffdioxid wird in einem Kreisprozess (Atmung / Fotosynthese) immer wieder gebunden, z. B. im Holz der Pflanzen. Die zusätzlichen jährlichen 800.000.000 Tonnen Kohlenstoffdioxid aus technischen Prozessen (Autos, Heizungen, Industrie) können nicht verarbeitet werden. Sie sammeln sich deshalb in der Atmosphäre an. Gleichzeitig werden die Wälder abgeholzt, wodurch noch weniger Kohlenstoffdioxid gebunden werden kann. Der erhöhte Kohlenstoffdioxidgehalt wird maßgeblich für den Treibhauseffekt verantwortlich gemacht.

4 Wenn der zur Herstellung von Wasserstoff benötigte Strom durch Solarenergie gewonnen wird, entsteht kein Kohlenstoffdioxid (wie es bei der Gewinnung von Strom durch Verbrennung fossiler Energieträger der Fall wäre).

Werkstatt: Wir untersuchen Kunststoffe

Versuche

1 **Schwimmverhalten von Kunststoffen**

a) Wasser hat eine Dichte von 1g/cm^3. Auf dem Wasser schwimmen demnach Kunststoffe mit einer Dichte kleiner als Wasser.
Versuchsergebnis: Bei den über Lehrmittelhandlungen bezogenen Kunststoffproben schwimmen nur Polyethenstücke (PE) auf der Wasseroberfläche. Polystyrolstücke (PS) schweben im Wasser. Kunststoffproben aus Polyvinylchlorid (PVC) und Polyester (PES) sinken zu Boden.

b) Eine gesättigte Kochsalzlösung besitzt eine größere Dichte als Wasser, nämlich 1,22 g/cm^3.
Versuchsergebnis: Polyethenstücke und Polystyrolstücke schwimmen auf der Kochsalzlösung. Polyesterproben schweben darin und Proben aus Polyvinylchlorid gehen unter.
Ergänzung: Die Dichten der einzelnen Proben sind gut miteinander zu vergleichen, wenn man portionsweise Kochsalz zugibt. Dann lässt sich folgende Reihenfolge mit zunehmender Dichte angeben: Polyethen, Polystyrol, Polymethylmethacrylat, Phenoplast, Polyester, Polyvinylchlorid.

c) Hier ist zu beachten, dass die Proben gleiche Größe besitzen müssen, um die Dichten vergleichen zu können. Je nach Kunststoffprobe ergeben sich Ergebnisse wie in 1a).

2 **Elektrische Leitfähigkeit von Kunststoffen**
Die Büroklammer dient zur Überprüfung, ob der Stromkreis geschlossen ist.
Versuchsergebnis: Bei den Kunststoffen ist keine elektrische Leitfähigkeit festzustellen.

3 **Sind Kunststoffe löslich?**
Für das Experiment sollten drei Kunststoffe ausgewählt werden. Am besten Polystyrol (nicht geschäumt), Styropor und ein weiterer Kunststoff (z. B. PE, PET, PVC oder PP).

4 **Kunststoffe in heißem Wasser**

a) Der „Fallrohrversuch“ untersucht Kunststoffe auf ihre Härte. Die Härte hängt von der Kunststoffart ab.
Versuchsergebnis: Im Vergleich zu Metallen sind Kunststoffe relativ weich.

c) Versuchsergebnis: Viele Kunststoffe (Elastomere und Thermoplaste) lassen sich bei Wärme leichter verformen.

Aufgabe

3 **Sind Kunststoffe löslich?**
Versuchsergebnis: Polystyrol und Styropor lösen sich in Aceton und Wundbenzin, nicht aber in Brennspiritus. Alle anderen Kunststoffe reagieren mit den Lösungsmitteln nicht.

Zusatzinformation

Schülerversuch: Untersuchung der Wärmeleitfähigkeit von Kunststoffen.

Material
Metallbecher und Kunststoffbecher (kein Jogurtbecher) gleicher Größe, heißes Wasser, Stoppuhr, Thermometer

Durchführung
Gib in den Metallbecher und dem Kunststoffbecher gleich viel heißes Wasser (ca. 70 °C). Miss jeweils in Abständen von 2 Minuten die Wassertemperaturen in beiden Bechern. Vergleiche.

Versuchsergebnis
Kunststoffe zeigen eine geringe Wärmeleitfähigkeit als Metalle.

Literaturhinweis

Arbeitsgemeinschaft der Deutschen Kunststoffindustrie (AKI): „Kunststoffe – Werkstoffe unserer Zeit“; Karlstraße 21; Frankfurt a. M.

Kunststoffe – Erdölprodukte mit vielfältigen Eigenschaften

Versuche

Bei dieser Versuchsreihe ist es sinnvoll, dass die Schülerinnen und Schüler eigene Kunststoffproben von zu Hause mitbringen. Um die Eigenschaften der Kunststoffe noch besser vergleichen zu können, sollten jeweils Vergleichsversuche mit Metallen durchgeführt werden.

1 Versuchsergebnis: Kunststoffe sind elektrische Nichtleiter.

2 Je nach Kunststoff unterscheiden sich die Härten der Kunststoffproben erheblich. Dies hängt auch mit der Herstellungsart und den Zusätzen zusammen. Z. B. Hart-PVC und Plexiglas sind relativ hart, Weich-PVC und Styropor sind relativ weich.
Versuchsergebnis: Im Vergleich zu Metallen zeichnen sich Kunststoffe durch eine geringere Härte aus (vgl. B2, zerkratzte Teflonpfanne).

3 Dieser Versuch zeigt die elektrostatische Aufladung von Kunststoffen.
Versuchsergebnis: Die Folie lädt sich durch das Reiben elektrostatisch auf. Die Papierschnipsel werden angezogen.

4 Auch die Dichte hängt von der Art des Kunststoffes ab. Im Vergleich zu Metallen schwimmen jedoch viele Kunststoffe auf der Wasseroberfläche, d. h., sie besitzen eine geringere Dichte als Wasser. Um die Dichte vergleichen zu können, ist bei diesem Versuch darauf zu achten, dass alle Proben die gleiche Größe besitzen.

Gleich große Kunststoffproben kann man über Lehrmittelkataloge
z. B. Aug. HEDINGER GmbH & Co., Heiligenwiesen 26, 70327 Stuttgart. beziehen.

Aufgabe

1 Hier sollen die Schülerinnen und Schüler Kunststoffgegenstände ihrer näheren Umgebung begutachten und ihre Verwendungsmöglichkeit aufgrund ihrer Eigenschaften beurteilen. Sehr hilfreich ist dabei der Vergleich mit früher eingesetzen Naturstoffen.
Beispiele:
- Lineal aus Kunststoff ist leicht und elastisch.
- Bücher mit Kunststoffbeschichtung sind haltbarer, abwaschbar.
- Brillengläser aus Kunststoffglas sind leichter und bruchsicherer.

Zusatzinformationen

Daten zur Kunststoffentwicklung

1839	GOODYEAR	Vernetzung von Kautschuk mit Schwefel
1869	HYATT	Technische Produktion von Celluloid
1884	CHARDONNET	Synthese von Nitroseide
1907	BAEKELAND	Synthese von Bakelit
1912	KLATTE	Grundlage der Herstellung von PVC
1915	BAYER, BASF	Synthese von Dimethylbutadien-Kautschuk
1922	STAUDINGER	Begründer der makromolekularen Chemie
1926	KONRAD	Synthetischer Kautschuk BUNA
1928	RÖHM	Synthese von Plexiglas®
1930	IG Farben	Produktion von Polystyrol, Polyacrylnitril
1931	CAROTHERS	Polyamidynthese
1937	DU PONT	Produktionsbeginn von Nylon®
1938	SCHLACK	Perlon®-Fasern aus Caprolactam
1946	WHINFIELD, DICKSON	Dacron®, Terylen®
1955	HOECHST	Produktion von Niederdruck-Polyethen
1957	HOECHST	Polypropen

Literaturhinweis

Schallies: „Kunststoffe, Farbstoffe, Waschmittel“; C.C. Buchner Verlag; Bamberg

Schlusspunkt

Aufgaben

1 Kohle ist in Jahrmillionen aus abgestorbenen Pflanzenteilen unter Druck und Wärme entstanden. Dieser Vorgang wird Inkohlung genannt.
Erdöl ist aus Faulschlamm entstanden. Faulschlamm bildet sich aus abgestorbenem Plankton (kleinsten Meereslebewesen). Unter hohem Druck wandeln Bakterien Faulschlamm in Erdöl und Erdgas um.

2 Bei der fraktionierten Destillation erhält man im Gegensatz zu der normalen Destillation nicht nur ein Destillat, sondern verschiedene Fraktionen mit ähnlichen Siedebereichen. Ein Kennzeichen der fraktionierten Destillation ist, dass die Siedetemperatur während der Destillation ständig ansteigt.

3 Eine homologe Reihe ist eine Reihe von Verbindungen, deren Moleküle sich jeweils um eine CH_2-Gruppe unterscheiden.

4 Dieselmotoren sind Selbstzünder. Diese Motoren haben keine Zündkerzen, sondern Glühkerzen, die das Diesel-Luft-Gemisch vor dem Starten vorglühen. Läuft der Motor, wird das Luft-Diesel-Gemisch beim Zusammenpressen im Kolben so stark erhitzt, dass es von selbst zündet

5 Normal- und Superbenzin unterscheiden sich in ihrer Klopffestigkeit. Die Klopffestigkeit wird mit der Octanzahl angegeben. Während Normalbenzin in Deutschland mindestens die Octanzahl 91 hat, weist Superbenzin eine Octanzahl von 95 auf.
   a) Die Octanzahl gibt die Klopffestigkeit eines Benzins an. Als Bezugsgröße dient Isooctan mit der Octanzahl 100, n-Heptan erhält die Octanzahl 0.

   b) Ein Benzin hat die Octanzahl 92, wenn es genauso klopffest ist wie ein Gemisch aus 92 % des Isooctans und 8 % des n-Heptans.

6 3 Kohlenstoffatome: Propan,
7 Kohlenstoffatome: Heptan,
9 Kohlenstoffatome: Nonan.

7 a) Pentan: C_5H_{12}

   b) Hepten: C_7H_{14}

   c) Butin: C_4H_6

8 a) Beim Cracken werden langkettige Kohlenwasserstoffmoleküle in kurzkettige Moleküle aufgespalten.

   b) Es gibt unterschiedliche Kombinationsmöglichkeiten: z. B. Kohlenwasserstoffmoleküle mit 6 und 8 C-Atomen; mit 5 und 9 C-Atomen oder mit 3, 5 und 6 C-Atomen, usw.
   Beispiel:
   $C_{14}H_{30} \rightarrow C_6H_{14} + C_8H_{16}$
   $C_{14}H_{30} \rightarrow C_5H_{12} + C_9H_{18}$
   $C_{14}H_{30} \rightarrow C_3H_8 + C_5H_{10} + C_6H_{12}$

9 a) Durch den Schmiereffekt lässt sich die Kettenschaltung leichter schalten.

   b) Aufgrund der hohen Viskosität der Schmieröle, müssen Schmieröle aus längerkettigen Kohlenwasserstoffen bestehen.

10 a) Der Abgaskatalysator befindet sich zwischen dem Motor und dem ersten Schalldämpfer.

   b) Hauptschadstoffe des Autoabgases sind Kohlenstoffmonooxid, Stickstoffoxide und Kohlenwasserstoffe.

   c) Kohlenstoffmonooxid wird zu Kohlenstoffdioxid umgewandelt, Stickstoffoxide werden zu Stickstoff umgewandelt und Kohlenwasserstoffe zu Kohenstoffdioxid und Wasser.

   d) Bei einem Rußpartikelfilter werden die im Abgas befindlichen Rußpartikel zurückgehalten und zu Kohlenstoffdioxid verbrannt.

11 Kunststoffe sind wasser-, luft- und lichtbeständig und haben eine geringe Dichte. Sie lassen sich in allen Formen schnell und billig herstellen. Für Surfbretter, Snowboards und Bootsrümpfe ist es besonders vorteilhaft, dass Kunststoffe sehr glatte Oberflächen aufweisen.

12 Elastomere lassen sich beim Erwärmen nur schwach verformen. Sie bestehen aus vernetzten, elastischen Kettenmolekülen. Beispiele: Matratzen, Dichtungen, Turnmatten.
Thermoplaste lassen sich beim Erwärmen leicht verformen. Sie bestehen aus nebeneinander liegenden Kohlenstoffketten. Beispiele: Trinkbecher, Folienverpackungen, Wasserleitungsrohre.

13 a) Bei der Polymerisation des Ethens brechen in Gegenwart eines Katalysators die Doppelbindungen der Ethenmoleküle auf. Sie verknüpfen sich dann zu langen Ketten von Polyethen.

   b) PE

Komplexe Aufgabe „Erdöl“

1 a) Benzin, Diesel und Heizöl werden mithilfe der fraktionierten Destillation aus dem Erdöl gewonnen. Dabei wird Erdöl zunächst auf etwa 400 °C in einem Röhrenofen erhitzt. Die Öldämpfe werden in einen Destillationsturm geleitet. In dem Destillationsturm steigen die Dämpfe auf und kühlen sich dabei ab. Bei einer Temperatur von 250 °C bis 360 °C kondensieren dann Diesel- und Heizöl, bei einer Temperatur von 35 °C bis 140 °C Benzine. Die Kondensate sammeln sich auf Zwischenböden, Glockenböden genannt, und werden dann in Lagertanks gepumpt.

   b) Da aus Erdöl wirtschaftlich bedeutende Stoffe wie Benzin, Diesel und Heizöl hergestellt werden, wird Erdöl manchmal auch als „schwarzes Gold“ bezeichnet

   c) Schmieröle lassen sich durch Cracken in Benzine umwandeln. Dabei werden die langkettige Kohlenwasserstoffmoleküle des Schmieröls in kurzkettige Moleküle des Benzins gespalten.

d) Je nach Informationsquelle gibt es unterschiedliche Schätzungen über die Dauer der Erdölvorräte; im Allgemeinen werden bei gleichbleibendem Verbrauch ca. 40 – 50 Jahre für die Förderung von jetzt schon bekannten Erölquellen angegeben. Die derzeitigen Reserven werden auf ca. 170 Milliarden Tonnen Erdöl geschätzt. Dazu können Reserven von ca. 80 – 90 Milliarden Tonnen gerechnet werden, die mit heutigen technischen Mitteln noch nicht im wirtschaftlichen Maßstab gefördert werden können.

   Wesentliche Faktoren, von denen die Verfügbarkeitsdauer der Ölvorräte abhängen, sind die Entwicklung des Straßenverkehrs , die Nutzung anderer Energiequellen (z. B. Wasserstoff-Technologie), die Erschließung neuer Erdölvorkommen und neuer Fördertechniken.

e) Der Preis des Erdöls hängt von Angebot und Nachfrage ab. Stößt eine große Nachfrage an Erdöl bzw. Erdölprodukten wie Benzin und Heizöl auf ein geringes Angebot, dann steigen die Preise. Da die Nachfrage in Zukunft eher ansteigen wird, ist mit einer weiteren Verteuerung des Erdöls zu rechnen.

f) Der größte Teil des Erdöls wird zur Energiegewinnung (Stromerzeugung, Heizung, Verkehr) eingesetzt. Wenn es gelingt, zur Energiegewinnung alternative Energiequellen wie Sonnenenergie, Wasserkraft und Windenergie stärker zu nutzen, könnten die Rohölreserven erheblich geschont werden. Besonders der sparsamere Umgang mit Benzin und Diesel in Kraftfahrzeugen kann sich positiv auf die Schonung der Erdölvorräte auswirken.

Schlusspunkt „Alkane – Energieträger und Rohstoffe“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich							
				F		E		K		B	
333	1		I					K2 K4			
333	2		I					K4			
333	3		I					K4			
333	4	a	II					K1 K2			
333	4	b	I					K1			
333	5	a	I					K1			
333	5	b	I					K4			
333	5	c	II					K1 K4			
333	6		I					K4			
333	7		I	F1.3							
333	8	a	I					K1 K5			
333	8	b	II	F1.5							
333	9	a	I	F2.3							
333	9	b	I	F1.2							
333	10	a	I					K2			
333	10	b	I					K4			
333	10	c	I					K4			
333	10	d	I					K4			
333	11		I/II	F1.1				K1			
333	12		I/II	F1.1				K1			
333	12		I					K2			
333	13	a	II	F3.2				K2			
333	13	b	I					K2			
333	komplexe	1 a	II					K1 K2 K4			
333	komplexe	1 b	I/II					K1 K2			
333	komplexe	1 c	II					K1 K2 K5			
333	komplexe	1 d	II					K1 K2		B2	
333	komplexe	1 e	II/III			E5		K1		B2	
333	komplexe	1 e	II					K2			
333	komplexe	1 f	III			E5		K1 K2		B2	

Alkohole und organische Säuren

Startpunkt

Aufgaben

1 Im Herbst werden Weintrauben geerntet und zu Saft gepresst. In Fässern gärt der Saft unter dem Einfluss von Hefepilzen, es entstehen alkoholhaltige Flüssigkeiten. Die chemische Bezeichnung für Trinkalkohol ist Ethanol.

2 Außer Trinkalkohol gibt es noch weitere Alkohole. Methanol z. B. wird als Treibstoff beim Rennmotorsport verwendet.

3 Essig verfeinert den Geschmack von Salaten und macht Lebensmittel haltbar. Speiseessig ist stark verdünnte Essigsäure.

4 Außer Essigsäure gibt es noch andere organische Säuren. Aus Zitronen kann man Citronensäure gewinnen, eine weiße kristalline Substanz. Ameisen produzieren in Drüsen die beißende Ameisensäure. Bei der Herstellung von Jogurt bildet sich Milchsäure. In vielen Obstsorten wie Äpfeln und Birnen kommt Äpfelsäure vor.

Impulse: Bier- und Weinherstellung

Aufgaben

Jahrtausendealte Bierrezepturen

- Brotbier in Ägypten:
  Um 2400 v. Chr. wurde in Ägypten Bier aus Gerstenbroten hergestellt. Aus Gerste und Weizen wurde mit Wasser ein Sauerteig geknetet und daraus Fladenbrote geformt. Die Braubrote wurden leicht angebacken, anschließend zerbröselt, mit Datteln vermischt und mit Wasser übergossen. Die Flüssigkeit ließ man einige Zeit gären. Danach wurde das vergorene Bier durch ein Tuch gepresst und in hohe Krüge gefüllt. Aus Abbildungen weiß man, dass die Ägypter das ungefilterte Bier mit langen Strohhalmen aus hohen Krügen tranken.

- Die ersten schriftlichen Aufzeichnungen über ein Brauverfahren finden sich auf etwa 8000 Jahre alten, sumerischen Keilschrift-Tontäfelchen. Die Sumerer brauten ein Bier aus vergorenem Mehlbrei. Da die Prozesse der Gärung in der Natur ohne Zutun des Menschen einsetzen, ist die Idee, Bier zu brauen, wohl zufällig entstanden.

- Vor 3 000 Jahren wusste man schon, dass gekeimtes Getreide besser zum Bierbrauen taugt als ungemälztes. Die Babylonier, die an den Flüssen Euphrat und Tigris lebten, kannten mehr als 20 Biersorten. Römer und Griechen tranken meist Wein mit Wasser vermischt. Bier galt bei ihnen als Getränk der Barbaren. Germanen und Kelten dagegen bevorzugten Bier, gegoren aus Gerste oder Weizen.

Jetzt ist Schluss mit der Panscherei!

- Das vom bayerischen Herzog Wilhelm IV. 1516 erlassene Reinheitsgebot für Bier hat in einer zeitgemäßen Übertragung den folgenden Wortlaut:

  Wie das Bier im Sommer und Winter auf dem Land ausgeschenkt und gebraut werden soll
  Wir verordnen, setzen und wollen mit dem Rat unserer Landschaft, dass forthin überall im Fürstentum Bayern sowohl auf dem Lande wie auch in unseren Städten und Märkten, die keine besondere Ordnung dafür haben, von Michaeli (1) bis Georgi (2) ein Maß (3) oder ein Kopf (4) Bier für nicht mehr als einen Pfennig Münchener Währung (5) und von Georgi bis Michaeli die Maß für nicht mehr als zwei Pfennig derselben Währung (6), der Kopf für nicht mehr als drei Heller (7) bei Androhung unten aufgeführter Strafe gegeben und ausgeschenkt werden soll. Wo aber einer nicht Märzenbier (8), sondern anderes Bier brauen oder sonst wie haben würde, soll er keineswegs höher als um einen Pfennig die Maß ausschenken und verkaufen. Ganz besonders wollen wir, dass forthin allenthalben in unseren Städten, Märkten und auf dem Lande zu keinem Bier mehr Stücke als allein Gersten, Hopfen und Wasser (9) verwendet und gebraucht werden sollen. Wer diese Anordnung wissentlich übertritt und nicht einhält, dem soll von seiner Gerichtsobrigkeit zur Strafe dieses Fass Bier, so oft es vorkommt, unnachsichtlich weggenommen werden. Wo jedoch ein Gauwirt (10) von einem Bierbräu (11) in unseren Städten, Märkten oder auf dem Lande einen, zwei oder drei Eimer (12) Bier kauft und wieder ausschenkt an das gemeine Bauernvolk, soll ihm allein und sonst niemandem erlaubt und unverboten sein, die Maß oder den Kopf Bier um einen Heller teurer als oben vorgeschrieben ist, zu geben und auszuschenken.
  Gegeben von Wilhelm IV. Herzog in Bayern
  Am Georgitag zu Ingolstadt Anno 1516

Einige wichtige Erläuterungen zum Text:

1	St. Michaelis war der 29. September, zur damaligen Zeit Beginn der Brauzeit
2	St. Georgi war der 23. April, gewöhnlich Ende der Brauzeit. Ausnahmegenehmigungen waren möglich, wenn das Bier für den Sommer nicht ausreichte.
3	Die bayerische Maß entsprach 1,069 Liter.
4	Der Kopf war ein halbkugelförmiges Gefäß für Flüssigkeiten, es entsprach etwas weniger als 1 Maß
5	Das Einpfennig-Bier war ein Winterbier. Es wurde im Winter ausgeschenkt zum Höchstpreis von einem Pfennig.
6	Das Zweipfennig-Bier war ein Sommerbier. Es wurde bis Ende April gebraut und im Sommer ausgeschenkt zum Höchstpreis von zwei Pfennigen.
7	Ein Heller war ein halber Pfennig, drei Heller waren ein und ein halber Pfennig
8	Das Bier wurde untergärig gebraut und für den Sommer hergestellt.
9	Reinheitsgebot für die Bierherstellung, Hefen waren zur damaligen Zeit noch nicht bekannt.
10	Ländlicher Wirt, der nicht selbst Bier brauen, aber ausschenken durfte
11	Bierbrauerei
12	Der Bier-Eimer fasste ca. 60 Maß oder 64 Kopf Bier, das entsprach 68,41 Liter. Ein Bier-Eimer wurde in vier Viertel unterteilt, das Viertel zu 15 Maß oder 16 Kopf.

- Nach dem Erlass des Reinheitsgebots durfte Bier in Deutschland ausschließlich aus Gerste, Hopfen und Wasser gebraut werden. Die Hefe wurde in dieser mittelalterlichen Ausgabe des Reinheitsgebots nicht erwähnt, weil sie damals noch nicht bekannt war. Vermutlich wurde die Gärung von alleine ausgelöst durch Wildhefen aus der Luft.
  Heute werden in Deutschland nach dem Reinheitsgebot für die Bierherstellung nur Malz, Hopfen, Hefe und Wasser verwendet. Malz gibt dem Bier seine Farbe, für helles Bier wird Malz bei 80° C getrocknet, für dunkles Bier bei 100° C. Die Bitterstoffe im Hopfen verleihen dem Bier sein typisch herbes Aroma. Pilsener und Starkbiere werden stärker gehopft als Export. Reinzuchthefen bringen in der Bierwürze die alkoholische Gärung in Gang. Die Hefe wird nach dem Brauen gereinigt und wieder verwendet. Wasser ist der Hauptbestandteil von Bier. Für die Produktion eines Hektoliters Bier benötigt man fünf Hektoliter Wasser.

- Im Mittelalter wurde Bier in deutschen Klöstern gebraut, zuerst für den Eigenbedarf, dann wurde es auch an Bedürftige abgegeben oder verkauft. Das damals gebraute Bier ist mit dem heutigen nicht vergleichbar. Häufig wurden Zusätze wie Ochsengalle, Ruß und Pech, giftige Stoffe oder Extrakte aus Tannenzapfen ins Bier gemischt. Damit die Bierpanscherei ein Ende hatte, erließ Herzog Wilhelm IV. aus Bayern am 23. April 1516 in Ingolstadt eine genaue Brauvorschrift, die unter dem Namen Reinheitsgebot bekannt wurde.

- Ausländische Biere, die nicht nach dem Reinheitsgebot gebraut sind, können Malzersatzstoffe, Konservierungsstoffe und andere Zusätze enthalten.

- Seit 1993 gibt es in Deutschland auch Biermixgetränke. Es gibt Bier mit Schokoladen- oder Kaktusgeschmack, mit Cola, mit Limonensaft, mit Zitronenlimonade oder anderen Zusätzen gemischt.

Biergattungen unterscheidet man nach ihrem Stammwürzegehalt. Stammwürze ist der Anteil der aus dem Malz gelösten Stoffe in der unvergorenen Würze. Er enthält Malzzucker, Eiweiß, Vitamine und Aromastoffe. Je höher der Stammwürzegehalt ist, um so höher ist der Alkoholgehalt, um so stärker ist das Bier.

Biergattungen	Stammwürzegehalt in %	Alkoholgehalt in %
Schankbier	7 bis unter 11	2,8 bis 4,6
Vollbier	11 bis unter 14	4,6 bis 5,6
Starkbier	16 und mehr	Über 6,5

Bierarten gibt es nur zwei, nach den Hefearten unterscheidet man untergäriges und obergäriges Bier.

Obergäriges Bier: Für die Bierherstellung wird obergärige Hefe verwendet, die nach dem Gärprozess an die Oberfläche des frisch gebrauten Biers steigt und dort abgeschöpft wird. Die Gärung findet bei Temperaturen von 15 C° bis 20 °C statt. Die obergärige Brauweise ist die ältere Methode.

Untergäriges Bier: Für die Bierherstellung wird untergärige Hefe verwendet, die sich nach der Gärung am Boden absetzt. Bei der Gärung benötigt man Temperaturen von 4 °C bis 9 °C, d. h., der Brauprozess verlangt ständige Kühlung.

Biersorten sind z. B. Alt, Bock, Export, Kölsch, Pils und Weizen. Einige Beispiele sind im Folgenden beschrieben:

Altbier: Der Name bezieht sich auf ein traditionelles Brauverfahren, das auch in warmen Jahreszeiten möglich ist. Zur Herstellung wird obergärige Hefe bei 15 °C bis 20 °C vergoren. Es ist hauptsächlich in Düsseldorf und am Niederrhein verbreitet.

Bockbier: Als dunkles Starkbier ist es besonders im Süden Deutschlands, als helles Bockbier im Norden verbreitet. Die meisten Bock- und Doppelbockbiere werden untergärig aus Gerstenmalz gebraut. Es gibt aber auch obergärige Weizenstarkbiere.

Export ist ein helles Lagerbier mit einem Stammwürzegehalt von rund 12 %. Früher lag die Stammwürze etwas höher, damit das Bier auf den oft weiten Transportwegen, z. B. nach Übersee, haltbar blieb. Daher rührt der Name Export.

Kölsch ist ein helles, obergäriges Vollbier, das ausschließlich in Köln und Umgebung gebraut wird.

Pils ist ein helles, untergäriges Vollbier mit vorherrschendem Hopfengeschmack. Die Hauptgärung dauert etwa eine knappe Woche bei Temperaturen von 4 °C bis 9 °C.

Weizenbier ist ein leicht hefegetrübtes, obergäriges Bier mit fruchtigem und würzigem Geschmack. Der Weizenmalzanteil beträgt mindestens 50 %, der Rest ist Gerstenmalz. Die Nachgärung erfolgt oft in der Flasche.

Alkoholfreies Bier: Der Alkoholgehalt darf 0,5 Volumenprozent nicht überschreiten. Die Bildung von Alkohol wird während der Gärung vermindert oder der Alkohol wird nach der Gärung entfernt.

Die Bierberufe Mälzer und Brauer

- Brauer steuern und überwachen den gesamten Brauprozess, vom Einkauf der Rohstoffe bis zur Abfüllung des Biers. Dazu gehören beispielsweise die Bewertung von Gerste und Hopfen, die Herstellung von Malz, der Einsatz von Hilfsstoffen sowie die Wartung und Bedienung der Brau- und Abfüllanlagen. Zum Bierbrauen sind Kenntnisse in Mikrobiologie, Botanik, Biochemie, Analytik, Energieversorgung, Umweltschutz und Hygiene erforderlich. Damit sich die Bierherstellung auch rechnet, benötigen Brauer noch betriebswirtschaftliche Kenntnisse.

Zusatzinformation

Informationen im Internet sind zu finden unter:
Deutscher Brauer-Bund: www.brauer-bund.de
Technische Universität Berlin: www.brauwesen.tu-berlin.de
Technische Universität München/Weihenstephan: www.edv.agrar.tu-muenchen.de
Versuchs- und Lehranstalt für Brauerei in Berlin: www.vlb-berlin.org

Von der Traube bis zum Rotwein in der Flasche

- Virtueller Gang durch ein Weingut:
  In einer modernen Kellerei werden aus Trauben Weine unterschiedlicher Qualität hergestellt. Die Anlage ist auf Massenproduktion ausgerichtet. Die Winzer liefern Trauben z. B. für die Herstellung von Rotwein an. Die Trauben werden in einen Schacht gekippt und mit einer Förderschnecke in die Entleer- und Quetschanlage transportiert. Durch Rohrleitungen werden Saft und gequetschte Trauben direkt in die Gärtanks gepumpt. Die alkoholische Gärung findet in Edelstahltanks statt. Der in den Trauben enthaltene Zucker wird in Alkohol (Ethanol) und Kohlenstoffdioxid umgewandelt. Im Labor wird das Fortschreiten der Gärung computergestützt überwacht. Der Wein wird bis zur völligen Reife gelagert. Neben Tanks aus Stahl, Beton und Fiberglas gibt es für die Lagerung von besonderen Weinen noch Eichenholzfässer. In der Filteranlage werden die meisten Weine vor dem Abfüllen filtriert, um Schwebstoffe zu entfernen. In einer modernen Abfüllanlage können pro Stunde bis zu 10 000 Flaschen gefüllt, etikettiert und verpackt werden. Im Verwaltungsgebäude sind Empfangs- und Verkaufsräume sowie Probierstuben für Besucher untergebracht.

- Von der Traube bis zum Rotwein in der Flasche:
  Bei der Herstellung von Rotwein wird in der Regel die Maische (Beerenschalen, Fruchtfleisch und Kerne) vergoren. Die Rotweinmaische kann bei Bedarf mit Reinzuchthefen oder Zucker versetzt werden, um einen höheren Alkoholgehalt zu erreichen. Leichtere Rotweine stellt man bei niederen Gärtemperaturen her, für schwerere Weine liegen die Temperaturen zwischen 26 °C und 30 °C.
  Rote Trauben werden in der Abbeermaschine von den Stielen getrennt und schonend gequetscht. Bei der Kelterung von Rotwein müssen aus den Beerenschalen möglichst viel Farbstoff und Aroma in den Wein gelangen.

Die Maische, ein Gemisch aus Beerenschalen, Fruchtfleisch und Kernen, wird in Gärbehälter gepumpt. Beerenschalen („Tresterhut“) steigen an die Oberfläche und müssen in die Gärflüssigkeit von Hand oder maschinell hinuntergedrückt werden. In modernen Anlagen wird der Tresterhut mit Most in einem geschlossenen Kreislauf berieselt. Der Vorlaufwein wird abgepumpt und gelagert, die restliche Maische gepresst. Der Presswein wird in vorsichtiger Dosierung dem Wein (Vorlaufwein) zugesetzt. Je nach Rebsorte reift der Rotwein einige Monate bis zu 3 Jahren in Eichenholzfässern. Damit der Wein mit Luft in Kontakt kommt, wird er mehrmals von einem Fass in ein anderes umgepumpt. Weine werden haltbar durch Gerbstoffe (Tannin), die entweder aus Schalen, Kernen und Stielen der Trauben oder während der Fassreifung aus dem Eichenholz in den Wein gelangen. Manche Rotweine werden vor dem Abfüllen nur geklärt, andere geklärt und filtriert. Bei langer Reifung im Fass wird oft nicht filtriert. Ungefilterte Weine können ein starkes Aroma aufweisen. Zuletzt wird der Rotwein in der Abfüllanlage in Flaschen abgefüllt. Vor dem Verkauf reifen extraktionsreiche Rotweine mehrere Monate oder Jahre in den Flaschen.

Impulse: Bier und Weinherstellung
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
336	Bier-rezepturen	Suche nach Informationen	II					K1		
336	Bier-rezepturen	Wie kamen die Menschen	II							B2
336	Bier-rezepturen	Mit welchen Zutaten	III					K1 K5		
336	Panscherei	Den Text der Urkunde	III					K2 K5 K8		B3
336	Panscherei	Nenne die Zutaten	I					K1		
336	Panscherei	Das im Mittelalter	I					K1		
336	Panscherei	Vergleiche die Zusammen	III					K10		B3
336	Panscherei	Recherchiere die Unter	II					K1 K3		
337	Bierberufe	Es gibt Brau-berufsschulen	II							B1
337	Rotwein	Die Wein-kelterung ist ein	II/III					K6		

Brennpunkt: Promille

Zusatzinformation

Zur Prüfung der Ausatmungsluft auf Alkohol sind Alcotest-Prüfröhrchen im Lehrmittelhandel erhältlich. Die Alcotest-Röhrchen enthalten Schwefelsäure auf einem Trägermaterial und gelbes Kaliumdichromat $K_2Cr_2O_7$, das durch Ethanoldämpfe zu einer grünen Chrom(III)-Verbindung reduziert wird.

$3\ C_2H_5OH\ +\ 2\ K_2Cr_2O_7\ +\ 2\ H_2SO_4$
$\rightarrow\ 3\ CH_3COOH\ +\ 2\ Cr_2O_3\ +\ 2\ K_2SO_4\ +\ 5\ H_2O$

Zur präzisen Erfassung des Ethanolanteils in der Ausatmungsluft werden heute meist elektronische Messgeräte verwendet.

Bezugsquelle für eine Packung mit 10 Alcotest Prüfröhrchen: Aug. HEDINGER GmbH & Co. KG, Lehrmittel; Heiligenwiesen 26; 70327 Stuttgart.

Die Thematik dieser Seite lässt sich im Unterricht arbeitsteilig in Gruppen erarbeiten, dokumentieren und präsentieren. Folgende Aspekte können thematisiert werden:
Wirkung von Alkohol auf den Menschen
- Alkoholmissbrauch – Alkoholsucht
- Alkohol am Steuer – rechtliche Folgen
- Berechnung des Alkoholgehalts von alkoholischen Getränken entsprechend Abbildung 1
- Experimentelle Bestimmung des Alkoholgehalts von Getränken (Alkoholometer, Aräometer, Most- und Weinwaage)
- Blutalkohol – Restalkohol
- Promille – Promillegrenzen europaweit
- Alkoholische Getränke – Jugendschutzgesetz

Werkstatt: Vergorenes

Versuch

2 **Traubensaft gärt**
Versuchsergebnis: Beim Gären von Traubensaft entsteht Kohlenstoffdioxid. Das Kalkwasser trübt sich.

3 **Mit und ohne Hefe**
Versuchsergebnis: Nur bei der Traubenzuckerlösung mit Hefe findet eine Gärung statt. Das Kalkwasser im Gärröhrchen trübt sich.

4 **Die Brennprobe**
Versuchsergebnis: Nur die Gärflüssigkeiten, bei denen Alkohol entstanden ist, sind brennbar. Dies ist bei gegorenem Traubensaft (Flüssigkeit aus Versuch 2) und der Traubenzuckerlösung mit Hefezusatz der Fall.

Aufgaben

1. Ohne Hefezusatz kann in der Traubenzuckerlösung keine alkoholische Gärung stattfinden.

2. Die alkoholische Gärung wird ohne Luftzufuhr durchgeführt. Der kalkwassergefüllte Gäraufsatz lässt keinen weiteren Luftsauerstoff in das Gärgefäß eindringen, das entstehende Kohlenstoffdioxid kann jedoch ungehindert entweichen. Ein Nachweis für Kohlenstoffdioxid ist die milchige Trübung von Kalkwasser. Luftsauerstoff beeinträchtigt die Abbautätigkeit der Hefen und kann zu unerwünschter Oxidation des entstehenden Ethanols führen.

Zusatzinformationen

Bei der **alkoholischen Gärung** wandeln Enzyme der Hefen Traubenzucker (Glucose) in Ethanol und Kohlenstoffdioxid um. Die Reaktionsgleichung für diese Reaktion lautet:

$C_6H_{12}O_6\ \rightarrow\ 2\ C_2H_5OH\ +\ 2\ CO_2$

Die alkoholische Gärung endet bei einer Volumenkonzentration von 15 %, da dann die Hefezellen absterben. Der Alkoholgehalt alkoholischer Flüssigkeiten lässt sich durch Destillation („Brennen“) erhöhen.
Zur preiswerten Alkoholherstellung eignen sich alle zucker- und stärkehaltigen Naturstoffe. Stärkelieferanten sind beispielsweise Getreidesorten wie Weizen, Gerste, Roggen oder Reis.
Durch Zusatz bestimmter Chemikalien (Konservierung), höhere Temperaturen (Abkochen, Erhitzen) oder durch einen Zuckergehalt von über 30% wird die Funktion der Hefezellen gehemmt, unerwünschte Gärungen lassen sich so vermeiden.

Ethanol

Versuche

1 Versuchsergebnis: Die Verbrennungsprodukte von Ethanol sind Wasser und Kohlenstoffdioxid. Wasser kondensiert im gekühlten U-Rohr und wird durch intensive Blaufärbung von Watesmopapier nachgewiesen. Die milchige Trübung von Kalkwasser ist ein Nachweis für Kohlenstoffdioxid.
Die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Ethanol lautet:
$C_2H_5OH + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

2 Zu Beginn des Versuchs wird Ethanol erhitzt. Die Ethanoldämpfe werden an der Spitze des Glasrohrs entzündet, um den Zutritt von Luftsauerstoff zu verhindern. Anschließend wird Magnesium erhitzt. Mit den Ethanoldämpfen im Glas bildet sich ein weißes Reaktionsprodukt, Magnesiumoxid. Durch diese Reaktion wird nachgewiesen, dass in Ethanolmolekülen Sauerstoffatome gebunden sind.

3 Versuchsergebnis: Ethanol löst sich sowohl in Wasser, als auch in Wundbenzin.
Verantwortlich für die Wasserlöslichkeit ist die Hydroxylgruppe, sie ist hydrophil. Die Ethylgruppe des Ethanolmoleküls ist hydrophob, sie entspricht in ihrem Aufbau dem eines Alkanmoleküls.

4 Versuchsergebnis: Der Ethanolstrahl und der Wasserstrahl werden durch eine geladene Folie abgelenkt, ein Benzinstrahl dagegen nicht oder schwächer.
Ethanolmoleküle sind wie Wassermoleküle polar, sie sind Dipolmoleküle mit polaren Atombindungen zwischen Sauerstoff- und Wasserstoffatomen. Ist die Folie negativ geladen, orientieren sich die Ethanol- bzw. Wassermoleküle so, dass die positive Teilladung des Moleküls zur Folie zeigt. Dadurch überwiegen die Anziehungskräfte, der Flüssigkeitsstrahl wird abgelenkt. Moleküle des Benzins sind unpolar, eine Ablenkung des Benzinstrahls ist nicht zu beobachten oder die Ablenkung ist schwächer. Eine mögliche Ablenkung des Benzins erfolgt aufgrund der elektrostatischen Aufladung des Benzins beim Auslaufen aus dem Hahn.

Die Reihe der Alkanole

Versuche

1 Versuchsergebnis: Methanol ist in Wasser in jedem Verhältnis löslich, in Benzin löst es sich nur teilweise. Die Löslichkeit von Methanol in Benzin kann je nach Benzinart unterschiedlich sein. Ethanol und Propanol sind in Wasser und Benzin löslich. 1-Butanol ist in Wasser nur mäßig, in Benzin dagegen vollständig löslich.
Alle Alkanole, deren Moleküle lange Ketten bilden, sind in Wasser unlöslich, lösen sich aber sehr gut in Benzin. Hexadecanol (Cetylalkohol) wird im heißen Wasserbad geschmolzen, bevor die Löslichkeit überprüft werden kann. Hexadecanol ist unlöslich in Wasser, in Benzin dagegen löslich.

Zusammenfassend lassen sich folgende Ergebnisse formulieren: Nur die ersten drei Glieder der homologen Reihe der Alkanole besitzen eine unbegrenzte Löslichkeit in Wasser. Mit zunehmender Länge der Alkylgruppe nimmt die Löslichkeit in Wasser ab. In Benzin und anderen hydrophoben Lösungsmitteln sind Alkanole ab Ethanol in jedem Verhältnis löslich.

2 Der Viskositätsvergleich kann ähnlich wie bei den Alkanen in einem Demonstrationsgerät durchgeführt werden. Die zu vergleichenden flüssigen Alkanole befinden sich in parallel liegenden Glasrohren, die in einem neigbaren Projektionsrahmen liegen. Der Viskositätsvergleich erfolgt über die Sinkgeschwindigkeit von Stahlkugeln in den Rohren. Die Geschwindigkeit kann durch Veränderung der Rahmenneigung beeinflusst werden. Alternativ lässt sich die Viskosität verschiedener Alkanole auch vergleichen, wenn man die Auslaufzeiten gleicher Volumina aus einer Bürette misst.
Versuchsergebnis: Mit zunehmender Länge der Alkylgruppe nimmt die Viskosität zu.

3 Versuchsergebnis: Methanol und Ethanol lassen sich durch die Boraxprobe leicht unterscheiden, wobei mit Methanol sofort eine grüne Flammenfärbung entsteht.

Zusatzinformationen

Eine Apparatur zum Viskositätsvergleich kann als Projektionsgerät für den Overhead-Projektor bezogen werden bei: Aug. HEDINGER GmbH & Co., Heiligenwiesen 26, 70327 Stuttgart.
Die Apparatur umfasst 5 parallel geführte Flüssigkeitsrohre in einem neigbaren Projektionsrahmen. Durch Veränderung der Rahmenneigung kann die Sinkgeschwindigkeit der Stahlkugeln beeinflusst werden. Die Stahlkugeln können mit einer Magnetleiste an das obere Ende der Rohre transportiert und gestartet werden.

Literaturhinweis

„Viskositätsversuche im Unterricht“, Aug. HEDINGER GmbH & Co., Stuttgart.

Strategie: Debattieren, Pro und Contra

Zusatzinformationen

Ökobilanz
Eine Ökobilanz untersucht und bewertet den gesamten Lebensweg eines Produkts einschließlich seiner ökologischen Wirkungen. Dabei wird berücksichtigt, welche Mittel zur Verarbeitung, Herstellung, zum Transport u. a. in ein Produkt einfließen (z. B. Rohstoffe, Energie) und welche Mittel in die Umwelt abgegeben werden (z.B. Abluft, Abgase, Abwasser, Abfälle). Ökobilanzen helfen beim Bewerten der Umweltverträglichkeiten von Produkten und bei Entscheidungen über umweltschonende Herstellungsverfahren.
Eine gesamte Ökobilanz nach den Normen ISO 14040 bis 14043 umfasst:
– eine Zieldefinition,
– eine Sachbilanz,
– eine Wirkungsbilanz,
– eine Benutzung.

Bioethanol und Ökobilanz
Zur Herstellung von Bioethanol müssen stärke- oder zuckerhaltige Pflanzen angebaut werden (z. B. Getreide, Zuckerrüben u. ä.). Der Ackerboden muss mit Maschinen bearbeitet und gedüngt werden. Bei großflächigem Anbau (Monokultur) ist meist der Einsatz von Pflanzenschutzmitteln (Insektizide, Pestizide, Herbizide, u. ä.) erforderlich. Der Energiebedarf und die Rohstoffe für die Herstellung aller Hilfsstoffe sind bei der Ökobilanz zu berücksichtigen. Weiter sind Umweltbelastungen beim Anbau von Monokulturen zu diskutieren. Böden werden durch schwere Ackermaschinen verdichtet, Dünger und Pflanzenschutzmittel werden ausgewaschen und können die Qualität des Grund- und Oberflächenwassers beeinträchtigen. Entscheidend ist auch, ob genügend Ackerfläche zur Verfügung steht, um Pflanzen nur für die Bioethanol-Herstellung zu produzieren und die Böden nicht besser zur Nahrungsmittelproduktion genutzt werden können. Von Vorteil ist, dass bei der Verbrennung von nachwachsenden Rohstoffen die Kohlenstoffdioxid-Bilanz der Atmosphäre nicht gestört wird und eine Verstärkung des Treibhauseffekts unterbleibt.
Vor der Weiterverarbeitung zu Bioethanol müssen die Pflanzen geerntet, zur Fabrik transportiert und zerkleinert werden. Für die alkoholische Gärung der stärke- oder zuckerhaltigen Pflanzenteile sind Mikroorganismen (z. B. Hefen) und verschiedene Chemikalien erforderlich. Durch anschließende Destillation der Gärflüssigkeit gewinnt man unter hohem Energiebedarf Ethanol. Die dabei entstehenden Nebenprodukte (Pflanzenreste, Mikroorganismen-Schlamm) können zu Umweltbelastungen führen und müssen in der Ökobilanz berücksichtigt werden. Bei einer Bewertung eines Produkts sind noch weitere Aspekte wichtig, wie z. B. die Kosten des Treibstoffs, die Arbeitsmarktsituation und die Auswirkungen auf die Wirtschaft. Zur Zeit wäre die Produktion von Bioethanol zu teuer, eine positive Bilanz ist fraglich.

Alkohole und organische Säuren

Süße Alkohole

Versuche

1 Versuchsergebnis: Sowohl Glycerin als auch Propanol sind in Wasser in jedem Verhältnis löslich. Propanol ist in Benzin löslich, Glycerin dagegen ist unlöslich in Benzin.

2 Der Versuch sollte zu Beginn der Unterrichtsstunde angesetzt werden, um innerhalb der Stunde ein Ergebnis ablesen zu können.
Versuchsergebnis: Glycerin ist eine hygroskopische Flüssigkeit. Durch Aufnahme von Wasser nimmt die Masse innerhalb der angegebenen Zeit merklich zu.

3 Versuchsergebnis: Die Viskosität nimmt von Propanol über Glykol zu Glycerin zu.
Der Viskositätsvergleich kann ähnlich wie bei den Alkoholen auch in einem Demonstrationsgerät mit parallel liegenden Glasrohren durchgeführt werden. Die Viskosität lässt sich über die Sinkgeschwindigkeit von Stahlkugeln in den Rohren vergleichen. Das Gerät ist für die Projektion auf dem Tageslichtprojektor geeignet.

4 Versuchsergebnis: Glycerin ist nur schwer zu entzünden, die Dämpfe brennen mit bläulicher Flamme.

Zusatzinformationen

Glycerin wird in der Literatur als süß schmeckende Flüssigkeit beschrieben. Beim Umgang mit Glycerin ist Vorsicht geboten, denn: „Beim Erwachsenen sollen bis zu 50 ml harmlos sein. Beim Verschlucken größerer Mengen kann es zu einem Rauschzustand mit Kopfschmerzen, Cyanose, Nierenschmerzen und blutigen Durchfällen kommen“, MAK-Wert 10mg/m^3. (Aus: Römpp Chemie Lexikon; Georg Thieme Verlag; Stuttgart; 9. Auflage)

Die Reihe der Alkanale

Versuche

1 Versuchsergebnis: Das Kupferdrahtnetz überzieht sich beim Erhitzen mit einer schwarzen Oxidschicht. Durch Eintauchen in Ethanol wird schwarzes Kupferoxid zu rötlichem Kupfer reduziert.
Nach Eintropfen von Fuchsinschwefliger Säure färbt sich die Lösung rot (vgl. B 1). Der Versuch lässt sich auch mit einem Kupferblechstreifen durchführen. Die Rotfärbung von Fuchsinschwefliger Säure ist ein Nachweis für die Oxidation von Ethanol zu Ethanal. Experimente mit Ethanal (Acetaldehyd) müssen im Abzug durchgeführt werden, da bei dem Stoff der begründete Verdacht auf ein krebserzeugendes Potential besteht.

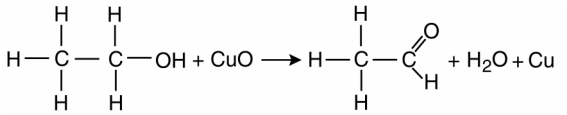
2 Der Versuch mit Ethanal und Fuchsinschwefliger Säure dient als Vergleichsversuch zu Versuch 1.
Versuchsergebnis: Ethanal färbt sich wie alle Aldehyde mit Fuchsinschwefliger Säure rot.

Aufgaben

1 Da bei der Reaktion von Ethanol und Kupferoxid Ethanol oxidiert und Kupferoxid reduziert werden, handelt es sich um eine Redoxreaktion. Ein Vergleich der Molekülformeln zeigt, dass ein Ethanalmolekül zwei Wasserstoffatome weniger aufweist als ein Ethanolmolekül. Ethanal bildet sich daher durch Abspaltung von Wasserstoff aus Ethanol. Man bezeichnet diese Reaktion als Dehydrierung.

Reaktionsschema:
Ethanol + Kupferoxid → Ethanal + Wasser + Kupfer

Reaktionsgleichung (mit Strukturformeln):



2 Methanal (Formaldehyd) wird zur Herstellung von Kunststoffen (Harzen, Aminoplasten, Phenoplasten u. a.) verwendet. Der Stoff ist in manchen Holzwerkstoffen und auch im Zigarettenrauch enthalten. Formaldehyd wurde 1980 als Stoff mit begründetem Verdacht auf eine krebserzeugende Wirkung eingestuft. Der Gesetzgeber versucht daher, die Belastung durch Formaldehyd möglichst zu verringern. Für Innenräume dürfen daher nur noch Spanplatten verwendet werden, die möglichst wenig Formaldehyd abgeben. Es gilt ein Grenzwert (MAK-Wert) von 0,3 ml/m^3.

Brennpunkt: Essig – unterschiedlich hergestellt

Versuche

1 Für das Experiment kann nur Wein ohne Konservierungsstoffe verwendet werden.
Versuchsergebnis: Durch Zusatz von Universalindikator lässt sich die Oxidation von Ethanol zu Essigsäure nachweisen.

2 Essigbakterien gehören zwei Gattungen an: Acetobacter kann Ethanol über Essigsäure vollständig zu Kohlenstoffdioxid und Wasser oxidieren, Gluconobacter wandelt Ethanol in Essigsäure um. Zur Essigproduktion werden Mischkulturen eingesetzt. Wird Essig in offenen, flachen Gefäßen hergestellt, wachsen die Essigbakterien nach dem Animpfen als Kahmhaut auf der alkoholhaltigen Flüssigkeit. Durch die Biomasse hat die entstehende Lösung einen hohen Trübungsgehalt, der durch Filtrieren abgetrennt wird.
Essigmutter kann man in Essigfabriken (z. B. bei Hengstenberg, Esslingen) beziehen.

Ethansäure

Versuche

1 Versuchsergebnis: Der Universalindikator zeigt eine schwach saure Lösung an.

Hinweis:

$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

Essigsäure liegt im Gleichgewicht mit den Ionen vor, es geben nur wenige Moleküle Wasserstoffionen ab. Der Geruch der verdünnten Essigsäure und des Essigs ist auf Essigsäuremoleküle zurückzuführen.

2 Versuchsergebnis: Verdünnte Essigsäure leitet (im Gegensatz zu Eisessig) den elektrischen Strom.
In verdünnter Essigsäure liegen Ionen vor. Im Essigsäuremolekül wird von der polaren OH-Gruppe der Carboxylgruppe ein Proton abgespalten und an ein Wassermolekül abgegeben. Das gebildete Anion wird als Acetation oder systematisch als Ethanoation bezeichnet. Die Bildung von Ionen lässt sich wie folgt beschreiben:

$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

3 Versuchsergebnis: Reine Essigsäure ist brennbar, die Zündtemperatur liegt bei 500 °C. Die Verbrennungsprodukte sind Kohlenstoffdioxid und Wasser.

4 Versuchsergebnis: Magnesium reagiert in konzentrierter Essigsäure nicht. Beim Verdünnen ist eine immer stärker werdende Gasentwicklung zu beobachten. Die positiv verlaufende Knallgasprobe weist Wasserstoff nach.
Der Versuch zeigt, dass die Dissoziation der Essigsäure unter Bildung von Ionen erst durch Zugabe von Wasser möglich ist. Der Versuch lässt sich in einer Petrischale durchführen und mit dem Overheadprojektor projizieren.

5 Versuchsergebnis: Das entstehende Gas kann als Wasserstoff nachgewiesen werden.
Die Wasserstoffentwicklung bei der Reaktion lässt sich im großen Reagenzglas besser beobachten. Die Knallgasprobe verläuft positiv. Das entstehende Salz Magnesiumacetat (Magnesiumethanoat) lässt sich durch Verdunsten (Verdampfen) der Flüssigkeit nachweisen. Die Reaktion kann wie folgt beschrieben werden:

$2\ CH_3COOH + Mg \rightarrow (CH_3COO^-)_2\ Mg^{2+} + H_2$

6 Wasserfreie Essigsäure (Eisessig) erstarrt bei 17 °C zu eisartigen Kristallen.

Alkansäuren

Versuche

1 Versuchsergebnis: Eine Lösung von Methansäure (Ameisensäure) in Wasser färbt Universalindikator rot und leitet den elektrischen Strom.

2 Der Versuch kann im Reagenzglas durchgeführt werden. Um den entstehenden Wasserstoff aufzufangen, wird über das Reaktionsgefäß senkrecht ein zweites Reagenzglas gestülpt.
Versuchsergebnis: Verdünnte Methansäure (Ameisensäure) reagiert wie verdünnte Ethansäure (Essigsäure) mit unedlen Metallen unter Bildung von Wasserstoff. Die Knallgasprobe verläuft positiv.
Die dabei entstehenden Salze nennt man Formiate oder systematisch Methanoate.

3 Für die Löslichkeitsversuche genügen einige wenige Alkansäuren, z. B. Methansäure (Ameisensäure), Ethansäure (Essigsäure), Hexadecansäure (Palmitinsäure), Octadecansäure (Stearinsäure). Die Versuche können arbeitsteilig in Gruppen durchgeführt werden, sodass jede Gruppe eine flüssige und eine feste Säure untersucht. Experimente mit Butansäure (Buttersäure) sind wegen des unangenehmen Gestanks nicht zu empfehlen. Die Alkansäuren mit einem bis drei Kohlenstoffatomen im Molekül lösen sich in jedem Verhältnis in Wasser, die Alkansäuren ab sieben Kohlenstoffatome im Molekül sind fast völlig wasserunlöslich. Methansäure löst sich nicht in Benzin, auch bei Ethansäure ist nur eine geringe Löslichkeit in Benzin festzustellen. Hexadecansäure und Octadecansäure sind Fettsäuren, sie lösen sich beim Erwärmen gut in Benzin.
Versuchsergebnis: Die Löslichkeit in Wasser nimmt mit der Länge des Alkylrestes ab, die Löslichkeit in Benzin zu.

4 Versuchsergebnis: Die Lösung wird beim Schütteln zunächst braun (Braunstein) und entfärbt sich schließlich. Octadecensäure (Ölsäure) ist eine ungesättigte Fettsäure, ihre Moleküle enthalten eine C=C-Doppelbindung. Mit angesäuerter, violetter Kaliumpermanganatlösung kann man C=C-Doppelbindungen in Molekülen nachweisen.

Zusatzinformationen

Begründung der niedrigen Schmelztemperatur von ungesättigten Fettsäuren gegenüber gesättigten Fettsäuren vergleichbarer Kettenlänge:
Die Moleküle der ungesättigten Fettsäuren zeigen an den Doppelbindungen „Knicke“. Wegen der gewinkelten Form können sich die Moleküle der ungesättigten Fettsäuren nicht so gut aneinander lagern. Die zwischenmolekularen Kräfte wirken sich schwächer aus, die Schmelztemperatur ist deshalb niedriger. Ungesättigte Fettsäuren sind flüssig. Weitere ungesättigte Fettsäuren, wie z.B. Linolsäure $C_{17}H_{31}COOH$ und Linolensäure $C_{17}H_{29}COOH$ sind im Kapitel „Ernährung und Pflege“ zu finden.

Strategie: Dominospiel – Chemie spielerisch lernen

Zusatzinformationen

Das Lernen setzt bereits bei der Herstellung der Spielkärtchen ein. Es empfiehlt sich zunächst nur Alkanole und Alkansäuren aus den homologen Reihen zu verwenden. Mit den entsprechenden Summen- und Strukturformeln sowie Abbildungen von Molekülmodellen und passenden Bildern oder Fotos ergeben sich weitere Paarungen, wobei man sich bei langkettigen Alkanolen und Alkansäuren (z.B. mehr als sechs C-Atome) auf die Summenformeln und passende Abbildungen beschränken sollte. Mit dieser ersten Auswahl stehen genügend Übungsmöglichkeiten im Spiel zur Verfügung.

Ester

Versuche

1 Versuchsergebnis: Vor der Reaktion ist hauptsächlich der stechende Geruch von Ethansäure (Essigsäure) wahrzunehmen. Das Reaktionsprodukt riecht angenehm aromatisch und löst sich nicht in Wasser.
Bei der Reaktion entsteht Ethansäureethylester. Die Schwefelsäure wirkt als Katalysator. Da die Esterbildung eine Gleichgewichtsreaktion ist, bindet die Schwefelsäure das entstehende Wasser und das Gleichgewicht verschiebt sich zur Seite des Esters.
Ethansäureethylester ist eine leicht flüchtige, angenehm riechende Flüssigkeit.

2 Versuchsergebnis: Ethansäureethylester ist in Wasser nur wenig löslich (8,5 g in 100 g Wasser), mit Benzin bildet er in jedem Verhältnis eine Lösung.
Dies liegt daran, dass die unpolare Methyl- und Ethylgruppe den Einfluss der polaren Gruppe im Estermolekül übertreffen.

3 Versuchsergebnis: Der Ester zeigt keine elektrische Leitfähigkeit, da Moleküle vorliegen.

4 Versuchsergebnis: Nach der Reaktion ist ein Essiggeruch wahrnehmbar. Die Reaktionsprodukte lösen sich in Wasser.
Durch die Reaktion von Ethansäurethylester und Natronlauge werden Natriumacetat und Ethanol gebildet.

Der Geruch nach Essigsäure kommt von der aus dem Acetat und Wasser gebildeten Essigsäure.

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

Werkstatt: Ester selbst gemacht

Versuche

1 Versuchsergebnis: Ohne Zugabe der Schwefelsäure riecht das Gemisch stark nach Essig. Nach Zugabe von Schwefelsäure ist ein aromatisch fruchtiges Aroma (von Essigsäurebutylester) wahrzunehmen. Die Temperatur steigt nach Zugabe der Schwefelsäure an.

2 (siehe Aufgabe 2)

Aufgaben

1 Das Reaktionsschema und die Reaktionsgleichung für die Esterbildung lauten:
Ethansäure + Butanol → Ethansäurebutylester + Wasser
$CH_3COOH + C_4H_9OH \rightarrow CH_3COOC_4H_9 + H_2O$

2 Ergebnisse zu Versuch 2:

Stoffe	Ethansäure (Essigsäure)	Butanol	Ester
Löslichkeit in Wasser	gut löslich	wenig löslich	sehr gering löslich
Löslichkeit in Benzin	löslich	löslich	löslich
Brennbarkeit	brennbar	brennbar	brennbar

Polyester

Versuche

1 Das Fortschreiten der Polykondensation erkennt man am Wasserbeschlag an den kalten Zonen des Reagenzglases. Das Wasser kann durch Blaufärbung von Watesmopapier nachgewiesen werden. Die Zunahme der Viskosität des Reaktionsprodukts weist auf das Wachsen des Makromoleküls hin. Man erhält einen weißen Kunststoff.

2 Die Oberfläche von Kunstfasern ist im Gegensatz zu einer Wollfaser sehr glatt. Das Wasser kann kaum in die Kunstfaser eindringen, sondern perlt ab. Die Stoffprobe aus Wolle ist nach dem Abtropfen wesentlich schwerer als die Stoffprobe aus Polyester.

Zusatzinformationen

Zusatzversuche zur Herstellung duroplastischer Polyester durch Polykondensation:

1 Man gibt in einem Reagenzglas zu 1,4 ml Glycerin 3 g Äpfelsäure. Man erhitzt das Gemisch etwa eine Minute lang kräftig, hält danach das Reagenzglas fast waagrecht und erhitzt vorsichtig weiter. Man beendet das Erhitzen, sobald sich im Reagenzglas eine deutliche Veränderung beobachten lässt und hängt einen Streifen Watesmopapier in das Reagenzglas.
Der Versuch lässt sich auch als Schülerversuch durchführen.
Beobachtungen: Es entsteht zunächst eine klare, leicht bewegliche Flüssigkeit, eine starke Gasbildung setzt ein, sie wird nach einer Minute immer heftiger, obwohl nur noch mit schwacher Flamme erhitzt wird. Nach etwa zwei Minuten wird der Reagenzglasinhalt zähflüssig. Danach setzt sich ohne weiteres Erwärmen die Gasentwicklung fort. Lässt man noch fünf Minuten abkühlen, ist das gelbliche Reaktionsprodukt hart und durchsichtig, es haftet fest im Reagenzglas. Im oberen Bereich des Reagenzglases kondensiert das entweichende Gas, Watesmopapier wird blau. Damit ist das entstehende Gas als Wasserdampf identifiziert.

2 Man gibt in einem Reagenzglas zu 1 ml Glycerin 3,5 g Bernsteinsäure und erhitzt etwa eine halbe Minute vorsichtig. Das Reagenzglas wird beim Erhitzen fast waagerecht gehalten und ein wenig geschüttelt. Sobald sich im Reagenzglas eine deutliche Veränderung beobachten lässt, hängt man einen Streifen Watesmopapier in das Reagenzglas. Der Versuch lässt sich auch als Schülerversuch durchführen.
Beobachtungen: Es entsteht zunächst eine klare, leicht bewegliche Flüssigkeit, eine starke Gasbildung setzt ein, sie wird nach einer Minute immer heftiger, obwohl nur noch mit schwacher Flamme erhitzt wird. Nach zwei bis drei Minuten wird der Reagenzglasinhalt viskoser, die heftige Gasentwicklung hält auch nach beendeter Wärmezufuhr an. Mit Watesmopapier wird Wasser nachgewiesen. Nach kurzer Zeit kommt es zu einem heftigen Aufschäumen, dabei erstarrt der zähflüssige Stoff. Nach dem Abkühlen haftet der harte Schaumstoff fest im Reagenzglas. Werden 2,5 g Bernsteinsäure eingesetzt, entsteht ein nahezu elastischer Schaumstoff.

Schlusspunkt

Aufgaben

1 a) Brennspiritus kann z. B. als Reinigungsmittel im Haushalt, als Lösungsmittel für Fette, Öle und Harze sowie als Brennstoff für Campingbrenner (Spirituskocher) und beim Fondue zur Energiegewinnung verwendet werden.

b) Brennspiritus ist flüssig und leicht entzündlich. Wird flüssiger Brennspiritus in einen noch heißen Fondue-Brenner nachgefüllt, kann es zu Verpuffungen kommen. Die Unfallgefahr ist geringer bei Verwendung von sogenanntem Hartspiritus (durch Zusatz geringer Mengen von Natronseifen, Celluloseester, Kieselgur etc. verfestigter Brennspiritus).

2 Das Alkoholometer dient zur Bestimmung der Dichte von alkoholhaltigen Flüssigkeiten. Je tiefer das Alkoholometer in die Flüssigkeit eintaucht, um so geringer ist die Dichte der Flüssigkeit. Deshalb steigen die Zahlen auf der Skala von oben nach unten. Ethanol hat eine geringere Dichte (0,789 g/cm^3) als Wasser. Die Dichte von Ethanol-Wasser-Lösungen ist abhängig vom Alkoholgehalt. Je höher der Alkoholanteil der Flüssigkeit ist, um so geringer ist deren Dichte, um so tiefer taucht das Alkoholometer in die Flüssigkeit ein.

3 Alkoholthermometer können zur Messung tiefer Temperaturen genutzt werden. Mit ihnen können Temperaturen bis –110 °C gemessen werden (Schmelztemperatur von Ethanol: –114 °C, Siedetemperatur von Ethanol: 78 °C).

4 Der chemische Namen von Ameisensäure ist Methansäure. Entkalkungsmittel, die z.B. Ameisensäure enthalten, müssen mit dem Gefahrensymbol und der Gefahrenbezeichnung für „reizend“ gekennzeichnet sein. Auf den Behältern sind folgende Sicherheitsratschläge aufgedruckt: „Reizt die Augen und die Haut. Darf nicht in die Hände von Kindern gelangen. Bei Berührung mit den Augen sofort gründlich mit Wasser abspülen und Arzt konsultieren. Spritzer aus der Haut abwaschen. Behälter mit Vorsicht öffnen und handhaben. Bei Verschlucken sofort ärztlichen Rat einholen und Verpackung oder Etikett vorzeigen. Nicht verwenden für Gegenstände aus säureempfindlichen Materialien.“

5 Der niedrige pH-Wert von Salzsäure zeigt eine stark saure Lösung an. Reines Wasser mit einem pH-Wert von 7 ist eine neutrale Lösung. Saure Lösungen haben einen pH-Wert, der kleiner als 7 ist. Die angegeben Alltagsprodukte enthalten unterschiedliche organische Säuren. Zitronensaft enthält Citronensäure, Speiseessig Essigsäure, Wein Weinsäure und Milch enthält Milchsäure. Am pH-Wert und an der Farbe von Universalindikator kann man ablesen, wie stark sauer eine Lösung ist.

6 Das linke Molekülmodell zeigt ein **Ethanolmolekül**. Ethanol gehört zur Stoffgruppe der Alkanole. Das Molekül ist aus einer Ethylgruppe und einer Hydroxylgruppe aufgebaut. Die Hydroxylgruppe ist die funktionelle Gruppe der Alkohole. Das Ethanolmolekül enthält zwei Kohlenstoffatome und leitet sich vom entsprechenden Alkanmolekül mit zwei Kohlenstoffatomen ab, dem Ethanmolekül. Ethanol ist eine farblose Flüssigkeit. Es hat eine Siedetemperatur von 78 °C.

Zwischen den polaren Ethanolmolekülen wirken starke Anziehungskräfte, die Wasserstoffbrückenbindung, die eine hohe Siedetemperatur verursachen. Ethanol löst sich aufgrund der Struktur seiner Moleküle sowohl in Wasser als auch in Benzin. Ethanol verbrennt mit bläulicher Flamme zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.
Das rechte Molekülmodell zeigt ein **Ethansäuremolekül** (Essigsäuremolekül). Ethansäure gehört zur Stoffgruppe der Alkansäuren. Das Molekül ist aus einer Methylgruppe und einer Carboyxlgruppe aufgebaut. Die Carboxylgruppe ist die funktionelle Gruppe der Alkansäuren. Das Ethansäuremolekül leitet sich vom entsprechenden Alkanmolekül mit zwei Kohlenstoffatomen ab, dem Ethanmolekül. Ethansäure ist eine farblose Flüssigkeit mit stechendem Geruch. 100%ige Ethansäure erstarrt bei 16 °C zu eisartigen Kristallen. Konzentrierte Ethansäure wirkt stark ätzend. Ihre Dämpfe sind brennbar. Verdünnte Ethansäure leitet den elektrischen Strom und färbt Universalindikator rot. Sie reagiert mit unedlen Metallen unter Bildung von Wasserstoff. Ethansäuremoleküle sind polar, zwischen ihnen wirken Wasserstoffbrücken. Ethansäure ist aufgrund der Molekülstruktur sowohl in Wasser als auch in Benzin löslich.

7 **Octadecansäure** (Stearinsäure) ist eine gesättigte Fettsäure, deren Moleküle nur Einfachbindungen zwischen den Kohlenstoffatomen enthalten. Stearinsäure ist ein weißer, geruchloser, fettiger Feststoff, in Wasser fast unlöslich, in heißem Alkohol bzw. Benzin dagegen löslich. Die Säure kommt in großen Mengen gebunden in festen oder halbfesten tierischen und pflanzlichen Fetten und Ölen vor.
Octadecensäure (Ölsäure) ist eine einfach ungesättigte Fettsäure, deren Moleküle eine C=C-Doppelbindung enthalten. Ölsäure ist eine farb- und geruchlose Flüssigkeit, in Wasser unlöslich, in organischen Lösungsmitteln dagegen gut löslich. Die Säure kommt gebunden in pflanzlichen und tierischen Fetten und Ölen vor.

8 Bildung von Propansäureethylester (Rumaroma) aus Propansäure und Ethansäure (Esterbildung), Bildung von Butansäuremethylester (Apfelaroma) aus Butansäure und Methanol (Esterbildung), Bildung von Butansäureethylester (Ananasaroma) aus Butansäure und Ethanol (Esterbildung), Bildung von Ethansäurepentylester (Bananenaroma) aus Ethansäure und Pentanol (Esterbildung).

Beispiel:
Butansäure + Methanol → Butansäuremethylester + Wasser
$C_3H_7COOH + CH_3OH \rightarrow C_3H_7COOCH_3 + H_2O$

Die Reaktionsart ist eine Kondensation, wobei sich Moleküle unter Abspaltung von Wasser verbinden. Bei der Kondensation von Säuren und Alkoholen entstehen Ester und Wasser.

Schlusspunkt „Alkohole und organische Säuren“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
361	1	a	I	F1.1 F2.3						
361	1	b	I	F2.3		E4				
361	2		III					K5 K8		
361	3		I	F2.3				K5 K8		
361	4		I			E4		K1 K2 K3 K4		
361	5		III			E6				
361	6		III	F2.1 F2.2 F2.3						
361	7		I	F1.4 F2.1 F2.2 F2.3						
361	8		III	F3.2 F3.3 F3.4 F3.5						

Startpunkt

Aufgaben

1 Einige Regeln für gesunde Ernährung sind z. B.: mäßig, aber regelmäßig essen, so vielseitig und so abwechslungsreich wie möglich essen, auf versteckte Fette achten, täglich Obst und Gemüse essen, dunkles Brot und Vollkornprodukte bevorzugen, Speisen schonend und schmackhaft zubereiten, wenig Salz verwenden.

2 Nährstoffe sind Eiweiße, Kohlenhydrate und Fette. Diese Nährstoffe sind neben Vitaminen, Mineralstoffen und Ballaststoffen in Nahrungsmitteln enthalten.

3 Die Frage, ob Kosmetika überflüssig sind, kann sehr unterschiedlich beantwortet werden.
Nach einem Unfall mit z. B. schweren Gesichtsverletzungen kann eine Person es für unumgänglich halten, auffällige oder gar verunstaltende Narben durch Kosmetika zu überdecken.
Schminken ist eine sehr alte Tradition, die in unterschiedlichen Kulturkreisen und in unterschiedlichen Zeiten unterschiedliche Bedeutung hatte und hat (z. B. religiöse Bedeutung, Steigerung der Attraktivität, Überdeckung von Hauterkrankungen).

4 Es hängt von der Größe des Haushalts, dem persönlichen Verhalten, den finanziellen Möglichkeiten und den Ansprüchen an Bettwäsche, Handtücher, Decken, Unterwäsche und die Kleidung ab, wie häufig eine Waschmaschine im Monat eingesetzt wird. In einem Vierpersonenhaushalt wird die Waschmaschine ca. 12-mal im Monat eingesetzt.

Der „Verbrauch“ an Wasser und elektrischer Energie beträgt bei einer modernen Waschmaschine:

Füllmenge: 4 bis 5,5 kg			
	Einheit	min.	max
Energie	kWh/kg	0,18	0,26
	kWh/Waschgang	0,72	1,04
Wasser	l/kg Wäsche	8	15,3
	l/Waschgang	35	60

Bei 12 Waschgängen beträgt der „Verbrauch“ an elektrischer Energie zwischen 8,64 kWh bis 12,48 kWh und an Wasser zwischen 420 l und 720 l.

Nährstoffe und Wirkstoffe

Aufgaben

1 Wasser dient als Lösungsmittel und als Transportmittel z. B. für wasserlösliche Vitamine oder Mineralstoffe. Außerdem unterstützt Wasser die Stoffwechselfunktion, wirkt entschlackend (Ausschwemmung von Stoffen) und reguliert die Körpertemperatur.
Da durch Ausscheidung ständig Wasser verloren geht, muss dieser Verlust (von außen) wieder ausgeglichen werden. Je nach Alter und körperlicher Beanspruchung sollen dem Körper zwischen 1 und 4 Liter pro Tag zugeführt werden. Die Zufuhr kann durch Getränke oder wasserhaltige Lebensmittel abgedeckt werden. Bei Getränken ist zu beachten, dass diese möglichst wenig gesüßt sein sollten.

Unter Ballaststoffen versteht man Nahrungsmittel, die nicht oder nur teilweise vom Organismus verwertet (verdaut) werden. Für den Menschen gehören dazu z. B. Cellulose, Pektine und Lignin. Ballaststoffe sind nahezu kalorienfrei. Sie quellen mit Wasser auf und regen dadurch die Darmtätigkeit an. Reich an Ballaststoffen sind unbehandeltes Getreide, Haferflocken, Körner, Hülsenfrüchte, Trockenfrüchte, Gemüse und frisches Obst.

2 Beispiel:
Nährstoffgehalt einiger Lebensmittel in g pro 100 g:

Nahrungsmittel	Eiweiße	Fette	Kohlenhydrate
Vollkornbrot	6,5	1,0	37,4
Hühnerei	12,9	11,2	0,7
Nudeln	14,1	5,8	61,0
Apfel	0,3	0,4	11,4
Orange	1,0	0,2	9,2
Kopfsalat	1,3	0,2	1,1
Tomaten	0,9	0,2	2,6
Karotten	1,0	0,2	4,8
Kartoffeln	2,0	0,1	14,6
Steinpilze	3,6	0,4	0,5
Kuhmilch	3,5	0,1	5,0
Jogurt mit Früchten	2,9	3,2	14,0
Schnittkäse	24,8	28,3	0
Cola Mix	1,7	0	8,9
Fruchtsaftgetränk	0,2	0	11,2
Butter	0,7	83,2	0,6
Olivenöl	0	99,6	0,2
Lakritze	4,3	0,9	86,2
Marzipan	8,0	24,9	57,4
Schweinefleisch (mittelfett)	19,9	10,8	0
Ente	18,1	17,2	0
Gelbwurst	11,2	26,8	0,3
Leberwurst (fein)	15,9	32,3	1,5

Literaturhinweis

Fachmann, Kraut: „Der kleine Souci - Lebensmitteltabelle für die Praxis“; Wissenschaftliche Verlagsgesellschaft; Stuttgart

Werkstatt: „Fette“ Versuche

Versuche

1 **Fette hinterlassen Flecken**
Die Fettfleckprobe gilt als Nachweismethode für Fette.
Versuchsergebnis: Bei den Erdnußschalen und den Erdnußkernen ist auf dem Filterpapier im Gegenlicht ein Fettfleck zu erkennen.

2 **Löslichkeit von festen und flüssigen Fetten**
Versuchsergebnis: Fette und Öle lösen sich in unpolaren Lösungsmitteln (Benzin, Spiritus) gut. In Wasser dagegen nicht.

Aufgabe

3 **Margarineherstellung**
Die Eigelbzugabe bewirkt, dass sich die wässrige Phase und die fetthaltige Phase nicht wieder trennen (Emulgatorwirkung).

Die Vielfalt der Fette

Versuche

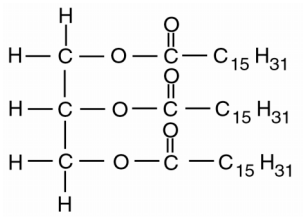
1 Versuchsergebnis: An der Porzellanschale setzt sich der entstehende Kohlenstoff als Ruß ab (vgl. B1).

2 Eine Kaliumpermanganatlösung entfärbt sich bei Zugabe von ungesättigten Verbindungen.
Versuchsergebnis: Es ist eine Entfärbung der Kaliumpermanganatlösung bei Ölsäure zu erkennen.

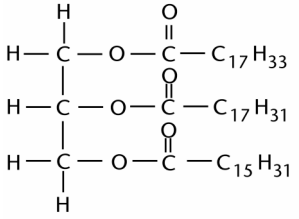
Aufgaben

1 Strukturformeln:

a)



b)



2 Fette besitzen einen Schmelzbereich, da Fette Gemische aus verschiedenen Estern mit unterschiedlichen Schmelztemperaturen sind.

3 Es gibt 4 verschiedene Estermoleküle.

Ö–Ö–S
Ö–S–Ö
S–S–Ö
S–Ö–S
(Ö steht für den Ölsäureanteil im Ester, S steht für den Stearinsäureanteil im Ester.)

Eiweiße – eine Elementaranalyse

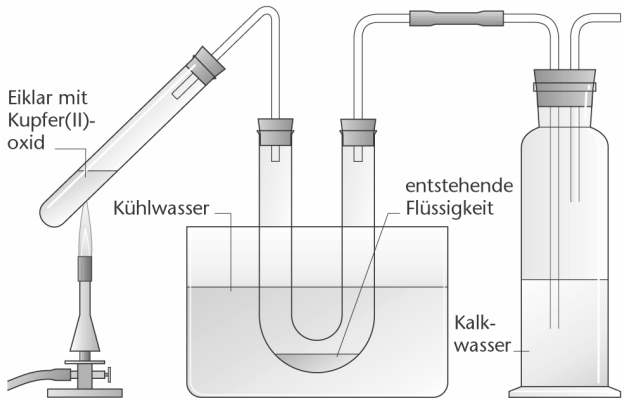
Versuche

1 Versuchsergebnis: Das Eiklar verklumpt und flockt aus. Bei weiterer Erwärmung wird es gelblich, dann schwarz.

2 Versuchsergebnis: Es entsteht Ammoniak, welches man am Geruch und an der alkalischen Reaktion erkennen kann.

3 Versuchsaufbau: siehe Grafik
Versuchsergebnis: Im U-Rohr entsteht Wasser, das mit Watesmopapier (färbt sich blau) nachgewiesen werden kann. Der weiße Niederschlag in der Waschflasche weist auf die Entstehung von Kohlenstoffdioxid hin.

Versuchsaufbau zu Versuch 3:



Eiweiße bestehen aus Aminosäuren

Versuche

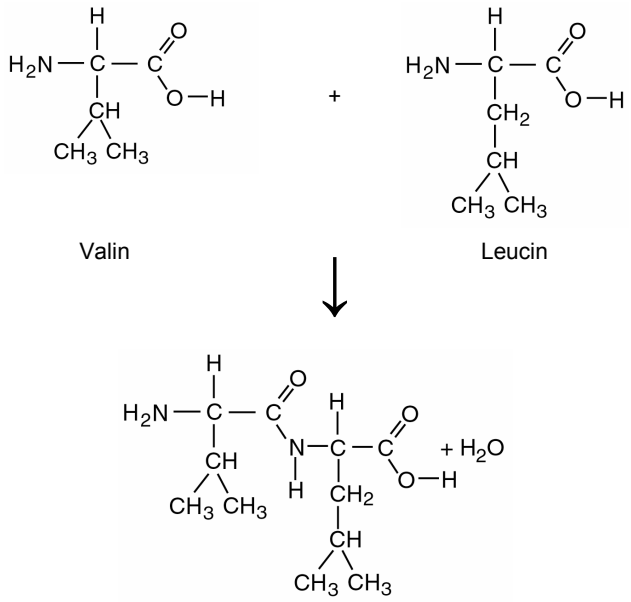
1 Versuchsergebnis: In beiden Fällen tritt nach kurzer Zeit eine hellgelbe Verfärbung auf, welche schnell in intensives Gelb umschlägt.
Den Nachweis nennt man Xanthoprotein-Reaktion.

2 Bei diesem Nachweis handelt es sich um die Biuret-Reaktion.
Versuchsergebnis: Die Lösung verfärbt sich dunkelblauviolett.

Von den Aminosäuren zum Protein

Aufgaben

1 Dipeptidbildung



2 Anzahl der Aminosäuresequenzen:
Da die Reihenfolge der Aminosäuren in der Aminosäuresequenz ausschlagend für das Protein ist, spielt die Anordnung der Aminosäuren eine wesentliche Rolle. Liegen 2 Glycinmoleküle und 2 Valinmoleküle vor, so ergeben sich 6 verschiedene Sequenzen.

G–G–V–V
V–V–G–G
G–V–G–V
V–G–V–G
V–G–G–V
G–V–V–G
(G = Glycinmolekül; V = Valinmolekül)

Werkstatt: Eiweiße werden verdaut

Versuch

1 Versuchsergebnis: Nur im Reagenzglas des Teilversuches d) ist ein Zersetzen des Eiweißes zu erkennen.

Aufgabe

1 Die Versuchsreihe zeigt, dass Eiweiße unter bestimmten Bedingungen abgebaut werden. Zu diesen Bedingungen zählen die Einwirkung von verdünnter Salzsäure und die Einwirkung von Pepsin (Enzym). Diese Bedingungen sind im menschlichen Magen anzutreffen. Abbau bedeutet hier, dass langkettige Moleküle in kurze Bruchstücke verschiedener Länge umgewandelt werden.

Glucose und Maltose

Versuche

1 Am besten spannt man das Reagenzglas fast waagerecht ein. Man muss sehr vorsichtig erhitzen. Nur in einem bestimmten Temperaturbereich bildet sich Wasser.
Versuchsergebnis: Die Bildung von Wasser wird mit Watesmopapier (blaue Färbung) nachgewiesen. Am Boden des Reagenzglases bildet sich ein schwarzer Rückstand (Hinweis auf Kohlenstoff, vgl. B 1).

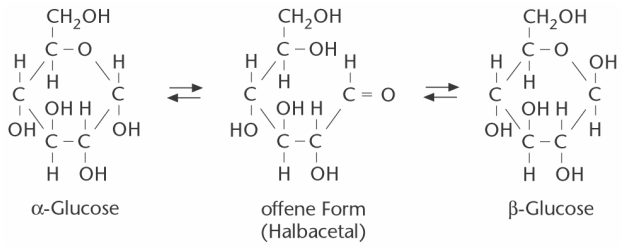
2 Ethanal (als Vergleichsflüssigkeit in Wasser gelöst) neigt leicht zum Siedeverzug. Deshalb soll das Reagenzglas nur zu einem Drittel gefüllt und mit einem Siedesteinchen versehen erhitzt werden.
Versuchsergebnis: Eine Glucoselösung zeigt mit Fehlingscher Lösung I und II die gleiche Veränderung wie der Aldehyd (ziegelroter Niederschlag).

3 Versuchsergebnis: Eine Maltoselösung zeigt einen ziegelroten Niederschlag mit Fehlingscher Lösung.
Maltosemoleküle sind in der Lage, sich teilweise in Glucosemoleküle umzuwandeln. Dadurch verläuft die Fehlingsche Probe positiv.

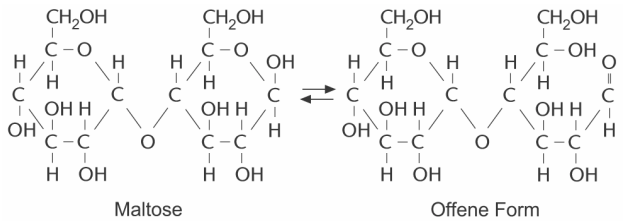
Zusatzinformationen

Umwandlung des Glucosemoleküls
Bei der Reaktion von Glucose mit Fehlingscher Lösung läuft chemisch eine Redoxreaktion ab:
– Die Aldehydgruppe wird oxidiert.
– Kupfer(II)-Ionen werden zu Kupfer(I)-oxid reduziert (ziegelroter Niederschlag).

Die Reaktion läuft nur mit der Kettenform der Glucose ab, da hier eine freie Aldehydgruppe vorhanden ist. Zwischen Kettenform (Halbacetal) und Ringform von Glucose besteht folgendes Gleichgewicht:



Ringöffnung des Maltosemoleküls
Maltose zeigt mit Fehlingscher Lösung eine positive Reaktion, da das Maltosemolekül durch Ringöffnung eine Aldehydgruppe (Halbacetalbildung) ausbilden kann:



Werkstatt: Stärke und Zucker

Versuche

1 **Stärkenachweis in Lebensmitteln**
In diesem Versuch geht es um den Nachweis von Stärke in Nahrungsmitteln. Wichtig ist das Einhalten konstanter Versuchsbedingungen, um so zumindest ansatzweise über die Intensität der Blaufärbung eine quantitative Aussage zu bekommen.
Versuchsergebnis: Je mehr Stärke das Nahrungsmittel enthält, desto intensiver ist die Blaufärbung der Iod-Stärke-Reaktion.

2 **Stärke wird abgebaut**
Das Polysaccharid Stärke lässt sich mithilfe einer sauren Lösung zu kurzkettigen Verbindungen bis zur Glucose abbauen.
Versuchsergebnis: Mit den so entstandenen Monomeren verläuft die Fehling Probe positiv. Es bildet sich ein ziegelroter Niederschlag.

3 **Verdauung durch Enzyme**
Stärke ist in kaltem Wasser fast nicht löslich, erst beim vorsichtigen Erwärmen bildet sich Stärkelösung. Die Lösung darf nicht zu konzentriert sein, sonst bildet sich beim Abkühlen eine trübe, klebrige Masse, der Stärkekleister. Zur Beschleunigung der Reaktion können die beiden Reagenzgläser für 10 Minuten in ein 40 °C warmes Wasserbad gestellt werden.

4 **Zucker in Lebensmitteln**
Diese Versuchsreihe an zuckerhaltigen Lebensmitteln fasst nochmal verschiedene Nachweisreaktionen zusammen. Versuchsergebnisse:
a) Da alle zuckerhaltigen Lebensmittel Glucose und/oder Fructose enthalten, ist bei allen Probelösungen ein ziegelroter Niederschlag mit Fehlingscher Lösung zu erkennen.

b) Dieser Versuch verläuft positiv bei den Proben, die Glucose enthalten.

Aufgaben

3 **Verdauung durch Enzyme**

1. Zu Beginn der Versuche wird Stärke nachgewiesen durch Blaufärbung von Lugols-Lösung (Iod-Kaliumiodid-Lösung). Nach Einwirkung von Mundspeichel bzw. Amylase entfärben sich die Lösungen, Stärke ist nicht mehr nachzuweisen. Das Enzym Amylase ist in Mundspeichel enthalten. Es wird nur Stärkeverdauung benötigt.

2. Enzyme sind Biokatalysatoren. Chemische Reaktionen im Körper des Menschen würden bei Körpertemperatur nur sehr langsam ablaufen. Katalysatoren können diese Reaktionen beschleunigen. Die Aufgabe der Biokatalysatoren übernehmen die Enzyme. Die von einem Enzym umgesetzten Stoffe heißen Substrate. Alle bisher bekannten Enzyme sind Eiweißverbindungen, wie der amerikanische Chemiker J. Northorp (1891 – 1987) im Jahr 1936 nachweisen konnte. Das bedeutet: Wie alle Eiweißverbindungen verändern die Enzyme ihre Molekülstruktur und damit ihre Wirksamkeit durch Einfluss von Hitze, Säuren und Schwermetallionen.

Enzyme beeinflussen nur eine ganz bestimmte chemische Reaktion, man sagt: sie sind wirkungsspezifisch. Das Enzym Amylase z. B. spaltet Stärke (Amylose) in Malzzucker (Maltose). Die Zerlegung von Malzzucker in Traubenzucker (Glucose) übernimmt ein anderes Enzym. Jedes Enzym ist auf ein ganz bestimmtes Substrat eingestellt, Enzyme sind substratspezifisch. Sie passen zusammen wie ein Schlüssel in ein Schloss. Zur Benennung der Enzyme wird an den Namen des Substrats die Endung –ase angehängt. So heißt das Enzym, das Stärke (Amylose) spaltet Amylase. Malzzucker (Maltose) wird durch Maltase gespalten sowie Proteine durch Proteasen.

Was ist Seife?

Versuch

1 Die Herstellung von Seifen aus Fettsäuren durch Neutralisation lässt sich über den Einsatz unterschiedlicher Ausgangsstoffe vielseitig variieren.
Werden diese Versuche als Schülerversuche durchgeführt, müssen die Sicherheitsmaßnahmen und die Versuchsanleitungen genau beachtet werden. Das verdampfte Wasser muss ständig ersetzt und das Gemisch ständig umgerührt werden, damit die Seife nicht anbrennt.
Versuchsergebnis: Bei diesem Versuch entsteht ein halbfester Seifenleim (Natriumoleat). Die Schaumprobe zeigt eine Schaumbildung an.

Zusatzinformationen

Zusatzversuche zur Seifenherstellung
Versuch 1:
Man neutralisiert Stearinsäure mit Natronlauge. Die Durchführung wird gemäß Versuch 1 (S. 377) durchgeführt. Als Lösungsmittel kann etwas Ethanol zugesetzt werden. Hierbei bildet sich ein festes Seifenprodukt (Natriumstearat). Da sich Kernseife kaum im kalten Wasser löst, muss vor der Schaumprobe die Seifenlösung etwas erwärmt werden.

Versuch 2:
Ölsäure und Kalilauge ergeben bereits ohne Erhitzen ein weiches zähflüssiges Produkt (Kaliumoleat). Die Schaumprobe gelingt auch ohne Erhitzen gut.

Seife, ein Tensid

Versuche

Hinweis: Bei diesen Versuchen ist die Verwendung von Seifenflocken der Kernseife am besten geeignet. Viele synthetische Flüssigseifen zeigen nicht die erwarteten Reaktionen. Alle Versuche sollen die Seifeneigenschaft, die Oberflächenspannung bzw. Grenzflächenspannung des Wassers herabzusetzen, verdeutlichen und somit den Seifenaufbau erklären.

1 Versuchsergebnis: Die Büroklammer schwimmt auf Wasser. Nach Seifenzugabe sinkt sie langsam zu Boden (vgl. B 6). Statt der Büroklammer kann man auch eine Rasierklinge oder Stecknadeln verwenden. Evtl. müssen die Gegenstände vorher etwas eingefettet werden.

2 Versuchsergebnis: Die Bärlappsporen bedecken die gesamte Wasseroberfläche. Beim Eintauchen der Seife drängen die Sporen an den Glaswandrand (vgl. B 7). Statt Bärlappsporen kann auch feiner Kohlenstoffstaub oder Zimtpulver verwendet werden.

3 Versuchsergebnis: Im Wasser passiert nichts. In der Seifenlösung fließt das gefärbte Öl langsam aus der Enghalsflasche (vgl. B 5).
Tipp: Kleine Flasche mit langem Hals verwenden (z. B. 100-ml-Messkolben).

4 Versuchsergebnis: Mit Wasser kann nur wenig Zimtpulver durch das Filterpapier gespült werden. Nach Zugabe von Spülmittel gelingt das gut.

Zusatzinformation

Zusatzversuch zur Grenzflächenspannung des Wassers
Durchführung:
Auf eine Glasplatte gibt man mithilfe der Pipette vorsichtig ein paar Wassertropfen, danach einige Tropfen Spülmittel.

Beobachtung:
Die Tropfenform des Wassers verschwindet. Das Wasser breitet sich nach allen Seiten aus.
Dieser Versuch ist auch eindrucksvoll in der Projektion mit dem Tageslichtprojektor zu beobachten.

Literaturhinweise

H. Rösler: “Seifen und Waschmittel“; Praxis Schriftenreihe Chemie; Band 30; Aulis Verlag; Köln

F. Bohmert: „Hauptsache sauber?“; Vom Waschen und Reinigen im Wandel der Zeit; Henkel KGaA; Düsseldorf

Werkstatt: Seife und Seifenblasen

Versuche

1 **Seife selbst gemacht**
Dieser Versuch zur Seifenherstellung entspricht der industriellen Seifenherstellung. Durch die Zugabe der gesättigten Kochsalzlösung (aussalzen) wird die Seife von der Unterlauge getrennt. So entsteht eine reine Seife ohne überschüssige Lauge.
Da hier mit Lauge gearbeitet wird, müssen die Sicherheitsmaßnahmen und die Versuchsanleitung genau beachtet werden. Verdampftes Wasser muss ersetzt und das Gemisch ständig gerührt werden, damit die Seife nicht anbrennt.
Das Trocknen der Seife dauert ca. 2 Tage.

2 **Ein einfaches Seifenrezept nachgemacht**
Bei diesem Versuch kann mit einfachen Mitteln eine Seifenlösung hergestellt werden. Die Lösung fühlt sich seifig an, der Test mit Indikatorpapier zeigt eine alkalische Reaktion.
Versuchsergebnis: Der mit Ruß verschmutzte Leinenstoff lässt sich in dieser Seifenlösung gut reinigen (evtl. kann mit der Reinigungswirkung von reinem Wasser verglichen werden).

3 **Riesen-Seifenblasen**
Bei diesem Versuch können beliebige Drahtformen gebogen werden. Besonders interessant sind räumliche Drahtformen. In Zusammenarbeit mit der Mathematik können z. B. die Benetzungsflächen berechnet werden.

Waschmittel werden weiterentwickelt

Versuche

1 Versuchsergebnis: Kernseife und Schmierseife weisen einen pH-Wert von 9 bis 10 auf. Moderne Waschmittel bzw. Spülmittel enthalten meist synthetische Tenside, deren pH-Werte neutral oder nur leicht alkalisch sind.

2 Um hartes Wasser herzustellen, gibt man etwas Calcium- bzw. Magnesiumchlorid oder Calciumlauge (Kalkwasser) in Wasser. Als weiches Wasser setzt man destilliertes Wasser ein.
Versuchsergebnis: Seifenflocken zeigen in hartem Wasser kaum Schaumbildung. Die Schmutzablösung ist geringer im Vergleich zur Seifenlösung mit weichem Wasser.

Zusatzinformationen

Übersicht über Inhaltsstoffe in Waschmitteln

Inhaltsstoffe	Funktion	Beispiel	Anteil im Vollwaschmittelpulver
Tensid	lösen Schmutz	Alkylsulfonate	5% – 25%
Enthärter, Builder	enthärten das Wasser	Zeolithe	20% – 40%
Bleichmittel	entfernen Schmutz durch Oxidation	Natriumpercarbonat	10% – 30%
Optische Aufheller	wandeln UV-Licht um	Disulfonsäuren	bis 0,5%
Enzyme	entfernen spezielle Flecken	Proteasen	bis 0,1%
Vergrauungsinhibitoren	verhindern Schmutzablagerung	Carboxymethylcellulase	0,5% – 2%
Schauminhibitoren	verhindern Schaumbildung	Siliconöl	bis 4%
Korrosionsinhibitoren	verhindern Korrosion der Metallteile	Wasserglas	3% – 5%
Stabilisatoren		Magnesiumsilicat	0,2% – 2%
Füllstoffe/ Stellmittel	bewirkt Rieselfähigkeit	Natriumsulfat	2% – 2,5%
Parfüme und Farbstoffe			bis 2%

Werkstatt: Experimentieren mit Waschmitteln

Versuche

1 **Waschen mit Seife**
Dieser Versuch soll die schmutzablösende Wirkung von Seifenlösungen zeigen.

2 **Waschmittelbestandteile unter der Lupe**
a) Dieser Versuch soll zeigen, dass moderne Waschmittel aus einer Vielzahl von Inhaltsstoffen bestehen. Ergebnis: Die Bestandteile, die eine Durchmischung der Öl-Wasser-Emulsion bewirken, haben schmutzablösende Eigenschaften, es handelt sich um Tenside.

b) Bei diesem Versuch soll einmal die Schaumbildung in Bezug zur Wasserhärte gezeigt werden. Im zweiten Teilversuch wird der pH-Wert einzelner Waschmittellösungen untersucht.
Versuchsergebnis: In destilliertem Wasser bildet sich sehr viel Schaum. In Leitungswasser bildet sich je nach Wasserhärte weniger Schaum und in Mineralwasser am wenigsten. Bei Vollwaschmittel liegt der pH-Wert im alkalischen Bereich, während Feinwaschmittel-Lösungen neutral sind. Beim Mineralwasser wird der pH-Wert durch die enthaltene Kohlensäure (in Wasser gelöstes Kohlenstoffdioxid bildet eine saure Lösung) beeinflusst. Außerdem bilden die Calciumionen mit härteempfindlichen anionischen Tensiden unlösliche Verbindungen.

3 **Vollwaschmittel gegen Feinwaschmittel**
Vollwaschmittel enthalten im Gegensatz zu Feinwaschmitteln optische Aufheller. Diese wandeln das unsichtbare UV-Licht in sichtbares Licht um.
Versuchsergebnis: Nur das Filterpapier mit Vollwaschmittel leuchtet unter der UV-Lampe bläulich-weiß.

4 **Allerlei Untersuchungen**
a) Bei Zugabe von Universalindikator zu Waschmitteln ist meist eine alkalische Lösung zu erkennen. Nur wenige Waschmittel-Lösungen sind neutral (evtl. können auch Perborate und Percarbonate die Indikatorreaktion stören).

b) Bei Zugabe von hartem Wasser ist ein weißer Niederschlag (schwer lösliches Calciumsalz) zu erkennen.

c) Bei Zugabe von Natriumchloridlösung ist keine Veränderung zu bemerken.

d) Bei Zugabe von verd. Säure ist ein Ausflocken (Fettsäure fällt aus) zu sehen.

Impulse: Sonnenschein und Hautpflege

Aufgaben

Die Sonne geht unter die Haut

- Die Sonnenstrahlung stimuliert Hormon- und Immunsystem. Das körperliche Wohlbefinden steigt. UV-B-Strahlung fördert die Vitamin-D-Synthese und verstärkt durch die Bildung von Melanin (Pigmentierung/Bräunung) und durch Erhöhung der Zellteilungsaktivität (Verdickung der Hornschicht/Bildung einer Lichtschwiele) den Eigenschutz der Haut.

- Die Haut ist mit einer Oberfläche von 1,5 bis 2 m^2 das ausgedehnteste Organ des Menschen.

Schutz vor mechanischen Einflüssen
Schutz vor UV-Strahlung
Schutz vor Austrocknung
Schutz vor dem Eindringen von Fremdstoffen
Regulierung der Körpertemperatur
Stoffwechselfunktion
Speicherfunktion
Sinnesorgan
soziale Funktion

Tipps für Sonnenanbeter

- UV-B-Strahlen (Wellenlänge 280 - 320 nm) und in geringem Maße auch UV-A-Strahlen (Wellenlänge 320 - 400 nm) können zum Teil reflektiert oder absorbiert und in Wärme umgewandelt werden. Auf längere Bestrahlung reagiert die Haut mit der Bildung des Pigments Melanin, welches die Lederhaut (Corium) und die Unterhaut (Subcutis) vor UV-Strahlen schützt. Daneben erhöhen UV-Strahlen auch die Zellteilungsaktivitäten der Haut, was zu einer Verdickung der Hornschicht (Bildung einer „Lichtschwiele“) führt.
  Eine übermäßige Exposition mit UV-B-Strahlung bewirkt eine akute Hautschädigung, die von der leichten Hautrötung bis zu starken Verbrennungen mit Blasenbildungen reichen kann. Auch die Gefahr der Entstehung von Hautkrebs nimmt zu.
  Die UV-A-Strahlung dringt tief in die Haut bis zum Bindegewebe vor und kann dort fototoxische und fotoallergische Reaktionen auslösen. Zusammen mit UV-B-Strahlung und sichtbarem Licht kommt es zu einem Erschlaffen des Bindegewebes mit der runzeligen Altershaut als Folge.

- Der Lichtschutzfaktor (LSF), der auch Sonnenschutzfaktor (SF) oder Sun Protection Factor (SPF) genannt wird, gibt an, wie viel mal länger die mit dem Lichtschutzmittel geschützte Haut bestrahlt werden kann, bis die gleiche Rötung der Haut (Erythemreaktion) auftritt wie bei ungeschützter Haut. Der Lichtschutzfaktor wird als Mittelwert aus den individuellen Schutzfaktoren mehrerer Testpersonen ermittelt.
  Der Lichtschutzfaktor ist für eine Person eine Orientierung. Bei Hauttyp I bedeutet LSF 6 beispielsweise, dass die Person, gut eingecremt, 60 (6 * 10) Minuten in der Sonne bleiben kann.

- Die Creme sollte ungefähr 30 Minuten Zeit haben in die Haut einzuziehen, um ihre Wirkung entfalten zu können.

- Nicht nur die direkte Sonneneinstrahlung führt zum Sonnenbrand. UV-Strahlen durchdringen auch Wolken und sind im Schatten wirksam. Bis zu 85 Prozent der Strahlungsintensität können von Sand, Wasser und Gebäuden reflektiert werden. Diese Reflexion wird meist nicht wahrgenommen. Deshalb können empfindliche Menschen durchaus einen Sonnenbrand bekommen, ohne sich nur eine Minute in der direkten Sonne befunden zu haben.

Soll ich mich bräunen lassen?

- Die Bildung des Pigments Melanin schützt die Lederhaut (Corium) und die Unterhaut (Subcutis) vor UV-Strahlen.

- Sonnenbrand gehört für viele Menschen zum Urlaub. Der Sonnenbrand ist aber eine richtige Erkrankung. Medizinisch gesehen ist der Sonnenbrand (Dermatitis solaris) eine durch UV-Strahlung verursachte Entzündung der Haut. Die Entzündung zeigt sich durch eine Rötung und Schwellung der betroffenen Hautflächen. Diese entzündeten Stellen können jucken und schmerzen. In besonders schweren Fällen kommt es zur Bildung von Blasen. Dieser Sonnenbrand entspricht einer Verbrennung zweiten Grades.

  Auch eine tiefe Bräunung, die ohne Rötung abgelaufen ist, stellt einen leichten Sonnenbrand dar. Wird die Haut über Jahre hinweg auf diese Weise geschädigt, können sich bösartige Geschwülste bilden. Nicht nur hellhäutige Menschen sind gefährdet. Gerade bei dunkleren Hauttypen kommt es zu bösartigen Erscheinungen der Haut. Im Gegensatz zu hellhäutigen Menschen, die sich ihrer Gefährdung oft bewusst sind, gehen dunkelhäutigere Menschen oft zu sorglos mit der Sonne um. Sie achten meistens nicht auf erste Anzeichen eines möglichen Hauttumors. Eine genaue Kontrolle von Hautveränderungen durch einen Dermatologen ist sehr wichtig.

- Der Besuch eines Sonnenstudios kostet Geld. Es ist auch nicht sicher, dass das Personal geschult ist und die Sicherheitsmaßnahmen eingehalten werden. UV-Strahlung macht die Haut auf Dauer schlaff und faltig. Für Kinder und Jugendliche ist die UV-Bestrahlung besonders gefährlich.

Hautcreme

- Das Sonnenblumenöl schwimmt auf dem Wasser.

- Schüttelt man kräftig, so bildet sich ein milchiges Gemisch, eine Emulsion. Bleibt dieses Gemisch für längere Zeit stehen, so setzt wieder Entmischung ein. Das Öl wandert nach oben und schwimmt auf dem Wasser.

- Die Haut weist eine Hydrolipidschicht (Wasser-Fett-Schicht) auf. Durch eine Creme wird diese nachgeahmt. Der Emulgator dient dazu, eine haltbare Emulsion zu erhalten. Wasser und Fett sollen sich nicht entmischen.

Welcher Emulsionstyp ist es?

- Man trägt (z. B. mit einem Eislöffel) Proben der Sonnenmilch, der Sonnencremes und der Sonnenlotionen auf kleine Pappkärtchen auf. Anschließend gibt man eine ganz kleine Probe des Farbstoffgemisches aus Methylenblau und Sudanrot auf die Proben. Mit einem Zahnstocher werden das Farbstoffgemisch und die Emulsion innig vermischt. Eine Wasser-in-Öl-Emulsion weist eine rote, eine Öl-in-Wasser-Emulsion eine blaue Färbung auf.

- Eine Öl-in-Wasser-Emulsion wird besser benetzt und fließt deshalb schneller von der Glasplatte als eine Wasser-in-Öl-Emulsion.

- Die fettigen Cremes hinterlassen stärkere Fettflecke als die wässrigen Cremes.

UV-Schutz

- In Cremes werden unterschiedliche chemische Filtersubstanzen eingesetzt. Verbreitet sind z. B. Salicylsäureester und Zimtsäureester, die die UV-Strahlung in Wärme umwandeln. Dieses wird als „quenchen“ bezeichnet. Viele Sonnenschutzcremes enthalten kleinste Partikel von Titan- und Zinkoxid. Diese sind nur 80 bis 100 nm groß. Je kleiner die Partikel sind, desto dichter liegen sie nebeneinander auf der Haut. Diese Partikel sind für das sichtbare Licht durchlässig und deshalb auch nicht sichtbar. UV-Strahlen werden von ihnen reflektiert oder gestreut, sodass diese Strahlen nicht bis zur Hautoberfläche durchdringen.

- Ein großes Problem aller UV-Filtersubstanzen liegt darin, dass es durch UV-Einwirkung bei nahezu allen Substanzen zu Zersetzungsreaktionen kommt. Dabei können durch Reaktionen der Zersetzungsprodukte an sich oder mit körpereigenen Stoffen wiederum allergene oder toxische Wirkungen eintreten. Sonnenschutzcremes für Allergiker beinhalten keine chemischen UV-Filter, sondern nur TiO_2-Nanopartikel. Auch Lichtschutzkleidung beinhaltet in die Fasern eingebrachtes Titandioxid TiO_2. Maßgebend für das Ausmaß des Lichtschutzes ist es, wie gleichmäßig und in welcher Schichtdicke die Filtersubstanz auf und in der Hornschicht verteilt wird.

Impulse „Sonnenschutz und Hautpflege“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
386	Die Sonne geht unter	Die Sonne kann heilen	I/II					K1 K2 K3		B1 B2
386	Die Sonne geht unter	Die Haut unser größtes	I					K1 K2		B3
386	Tipps für Sonnen-anbeter	Wie wirken UV-A- und UV-B-	I/II					K1 K2		B1
386	Tipps für Sonnen-anbeter	Ermittle die Be-deutung	I/II					K1 K2		B1
386	**fehlt**	Warum sollte man sich	I					K1		B1
386		Warum ist auch bei	I/II			E1		K1 K2		B1
386	Soll ich mich bräunen lassen	Welcher Hauttyp bin ich?	I					K1 K2		B1
386	Soll ich mich bräunen lassen	Bräune ist nichts	II					K2		B1 B2
386	Soll ich mich bräunen lassen	Ermittle Haut-schäden	I					K1 K2		B1 B3
387	Soll ich mich bräunen lassen	Viele deiner Freunde	III					K1 K2 K9		B4
387	Hautcreme	Gib z.B.	I			E3				
387	Hautcreme	Schüttle das Öl-Wasser-Gemisch	I			E3				
387	Hautcreme	Warum weist jede Creme	I/II	F1,1 F1.2 F2.3				K1 K2 K4		
387	Welcher Emulsionstyp	Überlege dir, wie du	II			E1 E2 E3				
387	Welcher Emulsionstyp	Trage auf eine	I			E3				
387	Welcher Emulsionstyp	Gib sehr kleine	I			E3				
387	UV-Schutz	Informiere dich	I/II	F3.1				K1 K2 K5		B1
387	UV-Schutz	Welche Vor- und Nachteile	II					K1 K2		B1 B2

Werkstatt: Kosmetika für Mädchen und Jungen

Versuche

Mithilfe der Versuche können die Schülerinnen und Schüler Kosmetikprodukte selbst herstellen.
Da die hergestellten Produkte auch benutzt werden können, sollte darauf geachtet werden, dass die eingesetzten Apparaturen und Gefäße vor Versuchsbeginn besonders gut gereinigt werden. Am besten sind ungebrauchte Gefäße zu verwenden. Entsprechende Gefäße zum Aufbewahren der selbst hergestellten Produkte erhält man in Apotheken oder im Lehrmittelhandel. Es können aber auch leere Marmeladengläser, Filmdöschen o. ä. verwendet werden.
Die Chemikalien gibt es in Drogerien, Apotheken oder in „Spinnrad“-Filialen. Dort können die Produkte auch online bestellt werden: www.spinnrad.de

Literaturhinweise

Weitere Kosmetik- und Pflegeprodukte zum Herstellen in: „Körperpflegemittel“; Reihe: offener Unterricht; Klett Verlag; Stuttgart

Haare wollen gepflegt sein

Versuche

1 Versuchsergebnis: Je nach Produkt liegt der pH-Wert im alkalischen oder neutralen Bereich. Gute Pflegeprodukte sollten neutral sein oder einen pH-Wert zwischen 5 und 6 aufweisen. Zu alkalisch wirkende Shampoos zerstören den Säureschutzmantel und trocknen die Kopfhaut aus.

2 Versuchsergebnis: Das Haar, welches in Ammoniaklösung getaucht wurde, zeigt unter dem Mikroskop eine abgespreizte Schuppenschicht.

Zusatzinformationen

Schülerversuch zur Herstellung eines Shampoos
Material
Becherglas (200 ml), Dreifuß, Keramik-Drahtnetz, Gasbrenner, Rewoderm HT, Sanfteen, Kollagentensid HT, Zetesol HT, Haarquat, ätherische Öle, Zitronensaftkonzentrat, Nutrilan, Papierhandtücher, heißes Wasser, Thermometer, Glasstab, Messzylinder, Flasche zum Abfüllen

Durchführung
Erhitze im Becherglas 55 ml dest. Wasser zum Sieden, lasse es abkühlen auf ca. 50 °C. Rühre ins warme Wasser 4 ml Rewoderm und 2 ml Sanfteen. Füge anschließend zu der zähflüssigen Masse 35 ml Kollagentensid und 10 ml Zetesol zu und rühre gut um. Gib dann nacheinander 4 ml Haarquat, 5 bis 10 Tropfen ätherisches Öl, 30 Tropfen Nutrilan und 5 Tropfen Zitronensaftkonzentrat zu. Rühre die einzelnen Stoffe jeweils gut in das Gemisch ein. Gieße zum Schluss das fertige Shampoo in die Flasche.

Schlusspunkt

Aufgaben

1 Fette Öle gehören zu den Estern. Die darin enthaltenen Fettsäuren sind überwiegend ungesättigt, d. h., sie besitzen eine oder mehrere Doppelbindungen im Molekül. Feste Fette dagegen enthalten als Säurebestandteil überwiegend gesättigte Fettsäuren.

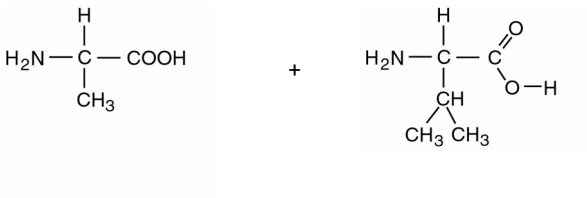
2 a) Linolensäure
b) Palmitinsäure
c) Butansäure
Linolensäure gehört zu den essenziellen Fettsäuren. Diese können im Körper nicht aufgebaut werden und müssen mit der Nahrung aufgenommen werden. Vor allem Nüsse, pflanzliche Öle und einige Fischarten enthalten einen hohen Anteil an ungesättigten Fettsäuren.

3 Bezogen auf 100 g Nahrungsmittel;
Besonders fetthaltig sind:
Erdnüsse: 48,1 g; Fleischwurst: 27,1 g
Besonders eiweißhaltig sind:
Fisch (Hering): 18,1 g; Fleischwurst: 13,2 g
Besonders kohlenhydrathaltig sind:
Reis: 18,5 g; Tomaten: 3,0 g

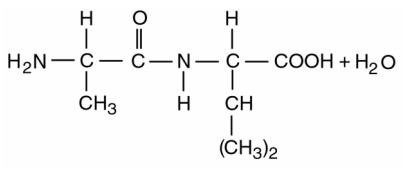
4 „Versteckte Fette“ sind solche, die man auf den ersten Blick dem Nahrungsmittel nicht ansieht. Bei der Herstellung der Nahrungsmittel und in den Nahrungsmitteln selbst spielt der Fettanteil eine große Rolle.
Versteckte Fette enthalten v. a. folgende Lebensmittel: Nüsse, bestimmte Käsesorten (Camembert, Streichkäse), bestimmte Fischarten (Aal, Makrele), Streichwurst (Teewurst, Leberwurst), viele Nachspeisen.

5 Fettbrände dürfen auf keinen Fall mit Wasser gelöscht werden. Bei Zugabe von Wasser bildet sich wegen der hohen Temperatur des Öls schlagartig Wasserdampf mit vergrößertem Volumen: Das Öl verbrennt explosionsartig und spritzt aus der Pfanne! Fettbrände dürfen daher nur erstickt werden. Dies geschieht entweder mit dem passenden Feuerlöscher (siehe auch Kapitel Brandbekämpfung) oder durch Abdecken.

6 Bei der Bildung eines Dipeptids handelt es sich um eine Kondensationsreaktion.



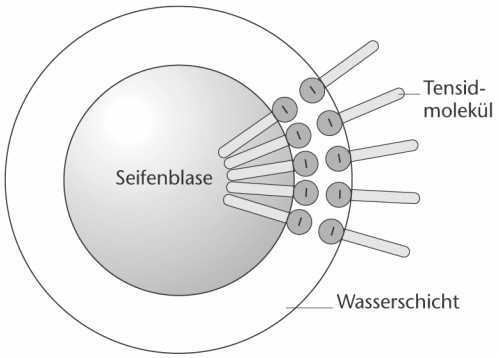
Alanin + Valin



7 Seifenlösung setzt die Grenzflächenspannung des Wassers herab. Dadurch kann die Kleidung durch das Wasser benetzt und die schmutzablösende Wirkung der Seife an der Faser wirksam werden.

8 Seifenlösung ist alkalisch. Auf der Haut ist eine Hydrolipidschicht (Öl-in-Wasser-Schicht). Wird das Haar mit Seife gewaschen, wird diese Hydrolipidschicht zerstört, die Kopfhaut trocknet aus. Es kommt zur Schuppenbildung.

9 Bei einer Seifenblase ist ein dünner Wasserfilm von Tensidmolekülen umschlossen. Dabei ordnen sich die Seifenmoleküle jeweils so an, dass der lange unpolare Kohlenwasserstoffrest in die Luft und die polare COO^--Gruppe in die Wasserschicht ragt.



10 Wolle sollte nur mit einem Wollwaschmittel gewaschen werden. Ein mit Vollwaschmittel gewaschener Wollpullover läuft ein und verfilzt. Wollwaschmittel enthalten Inhaltsstoffe, die zur Pflege von Wollfasern geeignet sind. Vollwaschmittel enthalten spezielle Inhaltsstoffe, die zum Säubern von weißer Kochwäsche geeignet sind. Diese sind für Wollfasern zu aggressiv.

11 a) Cremes sind oft Öl-in-Wasser- oder Wasser-in-Öl-Emulsionen. Emulgatoren bewirken, dass sich die beiden Phasen (Öl und Wasser) nicht voneinander trennen.

b) Die Schutzschicht der Haut ist eine Hydrolipidschicht. Diese besteht aus einer Wasserschicht (wird von Schweißdrüsen produziert), in der Fetttröpfchen (von den Talgdrüsen gebildet) eingelagert sind.

c) Da Seife mit Wasser eine alkalische Lösung bildet, wird durch häufiges Waschen mit Seife die Hydrolipidschicht langsam zerstört. Die Haut trocknet aus.

Literaturhinweis

Fachmann, Kraut: „Der kleine Souci – Lebensmitteltabelle für die Praxis“; Wissenschaftliche Verlagsgesellschaft; Stuttgart

Schlusspunkt „Ernährung und Pflege“
Kompetenz- und Anforderungsbereiche

Seite	Aufgabe	Unteraufgabe	AFB	Kompetenzbereich						
				F		E		K		B
391	1		I	F2.1 F2.2						
391	2	a	I	F2.3		E6		K5		B2
391	2	b	I	F2.3		E6		K5		B2
391	2	c	I	F2.3		E6		K5		B2
391	3		II					K1 K2 K3		B2
391	4		II					K4 K8		B2
391	5		I			E4		K4 K8		
391	6		II	F3.3 F3.4						
391	7		I	F1.1						
391	8		II	F3.2 F3.4				K5		
391	9		II/III	F2.2		E7		K5		
391	10		I/II	F2.2				K4		
391	10		I					K5		
391	11	a	II	F2.2 F2.3				K4 K5		
391	11	b	I	F1.1 F1.2						
391	11	c	I	F1.1 F1.2						